

ЭЛЕМЕНТОВ									
VI		VII		VIII					
Министерство образования и науки, молодёжи и спорта Украины									
Харьковская национальная академия городского хозяйства									
Т.Д. Панаётова, И.С. Зайцева									
ХИМИЯ									
(Учебное пособие для иностранных учащихся									
подготовительного отделения)									
<div><div><div><div><div>Na</div><div>11</div><div>22.98977</div><div><div>1</div><div>8</div><div>2</div></div></div><div><div><div>+</div><div>-</div></div><div><div>-</div><div>+</div></div></div></div><div><div><div>Cl</div><div>17</div><div>35.453</div><div><div>7</div><div>8</div><div>2</div></div></div><div><div><div>-</div><div>+</div></div><div><div>+</div><div>-</div></div></div></div><div><div><div><div><div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div></div></div></div></div></div></div></div>									

Министерство образования и науки, молодёжи и спорта Украины
Харьковская национальная академия городского хозяйства

Т. Д. Панаётова, И. С. Зайцева

ХИМИЯ

Учебное пособие для иностранных учащихся
подготовительного отделения

Харьков
ХНАГХ
2013

Химия: Учебное пособие для иностранных учащихся подготовительного отделения /
Т. Д. Панаётова, И. С. Зайцева. – Х. : ХНАГХ, 2013. – 95 с.

Авторы: Т.Д. Панаётова,
И.С. Зайцева

Рецензенты: О.А. Мураева, доц. кафедры химии ХНАГХ;
В.И. Рубцов, доц. кафедры физической химии ХНУ им. В.Н.Каразина

Настоящее учебное пособие предназначено для иностранных учащихся подготовительного отделения. Пособие содержит объём учебной информации, необходимый для успешного продолжения образования в вузах Украины: основные понятия и законы химии, периодический закон и структура периодической системы химических элементов, важнейшие классы неорганических соединений, типы химических реакций и закономерности их протекания, основные понятия химии растворов, сущность окислительно-восстановительных реакций и понятия, связанные с ними.

Кроме основного материала в пособии приведены примеры решения типовых задач. Каждая тема включает контрольные вопросы, задания и задачи. Также приводится словарь основных терминов на русском, английском и французском языках.

Содержание пособия соответствует программе по общей химии для подготовительных факультетов для иностранных граждан.

Авторы выражают благодарность за помощь в оформлении учебного пособия С. А. Комыхову.

Печатается как учебное пособие по решению Ученого совета академии, протокол № 5 от 28. 12. 2007 г.

Введение

Химия – фундаментальная естественная наука, которая изучает окружающий мир и имеет многогранные перспективы во всех направлениях развития научно-технического прогресса. Знания химии необходимы для плодотворной творческой деятельности современного специалиста во многих отраслях: химии и химической технологии, биологии, медицине, сельском хозяйстве, строительстве и др.

Основная цель преподавания дисциплины «Химия» на подготовительном отделении для иностранных граждан – подготовка учащихся к обучению в высших учебных заведениях Украины.

Учебное пособие в краткой форме содержит основной материал по курсу общей химии: основные понятия и законы химии, периодический закон и структура периодической системы химических элементов, состав, номенклатура, получение и свойства представителей важнейших классов неорганических соединений, типы химических реакций и закономерности их протекания, основные понятия химии растворов, сущность окислительно-восстановительных реакций и основные понятия, связанные с ними.

Кроме основного материала в учебном пособии приведены примеры решения типовых задач. Каждая тема включает содержательную часть, вопросы для самоконтроля, задания и задачи, выполнение которых дает возможность учащимся судить о степени усвоения изучаемого материала. В учебном пособии приводится словарь основных терминов на русском, английском и французском языках.

Содержание пособия соответствует программе по общей химии для подготовительных факультетов для иностранных граждан.

1. Вещества. Свойства веществ.

Физические и химические явления

Химия изучает вещества и их превращения. Существует очень много веществ. Каждое вещество имеет свои свойства. Например, сахар и мел. Это твердые вещества белого цвета. Они не имеют запаха. Сахар растворяется в воде. Мел в воде не растворяется. Сахар – сладкий. Мел – не имеет вкуса.

Агрегатное состояние (твёрдое, жидкое, газообразное), цвет, запах, растворимость в воде – это физические свойства вещества.

Любое изменение в природе – это явление. Растворение сахара в воде, кипение воды, движение человека – это явления. Различают физические и химические явления.

При физических явлениях новые вещества не образуются. Изменяются только отдельные свойства: агрегатное состояние при кипении воды (вода жидкая превращается в воду газообразную), форма тела (кусочек мела превращается в порошок). Сами вещества не изменяются. Это физические явления.

Химические явления – это явления, при которых образуются новые вещества с новыми свойствами.

Например, при горении серы выделяется теплота и образуется новое вещество – газ с неприятным запахом.

Контрольные вопросы и задания

1. Что изучает химия? Какие свойства веществ вы знаете?
2. Опишите физические свойства следующих веществ: воды, соли, серебра, золота.
3. Что такое явления?
4. Какие вы знаете явления?
5. Какие это явления (физические или химические):
а) замерзание воды; б) плавление железа; в) горение спирта; г) растворение маг-

ния в серной кислоте?

6. Что изменится, если: а) кусок мела превратить в порошок; б) расплавить металл?

2. Атомно-молекулярное учение.

Основные понятия и законы химии

2.1. Вещество → молекула → атом (химический элемент).

Вещества состоят из молекул.

Молекула – это самая маленькая частица вещества, которая сохраняет его химические свойства.

Молекулы состоят из атомов. В природе существуют различные виды атомов, которые отличаются размером, массой, свойствами. Каждый отдельный вид атомов называется химическим элементом.

Атом – самая маленькая частица химического элемента, который входит в состав молекулы.

Химический элемент – это тип атомов, которые имеют определенные свойства и определенный положительный заряд ядра.

К настоящему времени известно 117 химических элементов. Из них 94 обнаружены в природе, 23 получены искусственно в результате ядерных реакций. Первые 111 элементов имеют постоянные названия, остальные - временные. Каждый химический элемент имеет свой химический знак (символ).

В таблице 1 приведены русские и латинские названия элементов, химические знаки и чтение их в формуле.

**Таблица 1. Названия, химические знаки и относительные атомные массы
некоторых элементов**

Химический знак элемента	Латинское название элемента	Русское название элемента	Произношение химического знака	Относи- тельная атомная масса
Ag	Argentum	серебро	Аргентум	108
Al	Aluminium	алюминий	Алюминий	27
As	Arsenicum	мышьяк	Арсеникум	75
Au	Aurum	золото	Аурум	197
Ba	Barium	барий	Барий	137
Br	Bromium	бром	Бром	80
C	Carboneum	углерод	Це	12
Ca	Calcium	кальций	Кальций	40
Cl	Chlorum	хлор	Хлор	35,5
Cr	Chromium	хром	Хром	52
Cu	Cuprum	медь	Купрум	64
F	Fluorum	фтор	Фтор	19
Fe	Ferrum	железо	Феррум	56
H	Hydrogenium	водород	Аш	1
Hg	Hydrargyrum	ртуть	Гидраргирум	201
I	Iodum	иод	Иод	127
K	Kalium	калий	Калий	39
Li	Lithium	литий	Литий	7
Mg	Magnesium	магний	Магний	24
Mn	Manganum	марганец	Марганец	55

N	Nitrogenium	азот	Эн	14
Na	Natrium	натрий	Натрий	23
O	Oxygenium	кислород	О	16
P	Phosphorus	фосфор	Пэ	31
Pb	Plumbum	свинец	Плюмбум	207
S	Sulfur	сера	Эс	32
Sb	Stibium	сурьма	Стибиум	122
Si	Silicium	кремний	Силициум	28
Sn	Stannum	олово	Станнум	119
Zn	Zincum	цинк	Цинк	65

Атомы химических элементов входят в состав простых и сложных веществ.

Простые вещества состоят из атомов одного элемента.

Кислород, водород, фосфор, железо – простые вещества.

Сложные вещества состоят из атомов разных элементов. Например, вода (H_2O) состоит из атомов разных элементов – водорода Н и кислорода О. Вода – это сложное вещество.

Контрольные вопросы и задания

1. Из чего состоят молекулы?
2. Что называют химическим элементом. Приведите пример.
3. Какие вещества называют: а) простыми; б) сложными? Приведите примеры.
4. Напишите символы элементов: кремния, фтора, кислорода, натрия, брома, хлора, магния, кальция, цинка.
5. Назовите элементы, укажите их произношение: Р, К, Н, Fe, С, S, Ag.

2.2. Относительные атомные и молекулярные массы веществ.

Расчеты по химическим формулам

Масса атома – очень маленькая величина. Например, масса атома водорода $1,67 \cdot 10^{-27}$ кг. В химии используют относительную атомную массу Ar .

Относительная атомная масса элемента равна отношению массы атома элемента к $1/12$ массы атома углерода -12. Масса атома ^{12}C равна $19,93 \cdot 10^{-27}$ кг. Одна двенадцатая массы атома углерода -12, равная $\frac{19,93 \cdot 10^{-27}}{12} = 1,66 \cdot 10^{-27}$ кг, называется атомной единицей массы (а.е.м.). **Относительная атомная масса элемента** – это масса его атома, выраженная в атомных единицах массы: $Ar(X) = \frac{m(X)}{1/12 m(C)}$, где

$m(X)$ – масса атома элемента X, $m(C)$ – масса атома углерода.

Например, относительная атомная масса водорода $Ar(H) = \frac{1,67 \cdot 10^{-27}}{1,66 \cdot 10^{-27}} = 1$.

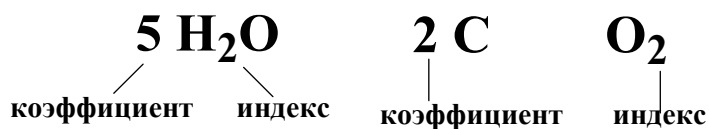
Относительные атомные массы элементов приведены в таблице 1.

Состав вещества можно выразить химической формулой при помощи химических знаков. **Химическая формула показывает:**

- 1) из каких элементов состоит вещество (это качественный состав);
- 2) сколько атомов каждого элемента входит в состав молекулы (это количественный состав).

Например, формула H_2O показывает, что:

- 1) молекула воды состоит из атомов водорода и кислорода (это качественный состав вещества);
- 2) в состав молекулы воды входят два атома водорода и один атом кислорода (это количественный состав).



Чтение формул:

H₂O – аш-два-о

Na₂SO₄ – натрий-два-эс-о-четыре

Ca(OH)₂ – кальций-о-аш-дважды

Al₂(SO₄)₃ – алюминий-два-эс-о-четыре-трижды

Индекс – маленькая цифра, которая стоит ниже химического знака справа и показывает, сколько атомов данного элемента входит в состав молекулы.

Коэффициент – большая цифра, которая стоит перед химическим знаком или формулой и показывает число отдельных атомов или молекул.

5H₂O – пять молекул воды

2C – два атома углерода

O₂ – одна молекула кислорода

Относительная молекулярная масса вещества – это масса его молекулы, выраженная в атомных единицах массы: $Mr(XY) = \frac{m(XY)}{\frac{1}{12}m(C)} = Ar(X) + Ar(Y)$;

$$Mr(X_a Y_b) = \frac{m(X_a Y_b)}{\frac{1}{12}m(C)} = aAr(X) + bAr(Y), \text{ где}$$

$Mr(XY)$ – относительная молекулярная масса вещества XY;

$Ar(X)$, $Ar(Y)$ – относительные атомные массы элементов X и Y.

Например, $Mr(H_2O) = 2Ar(H) + Ar(O) = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 18$.

По химической формуле можно вычислить **массовую долю (%)** каждого элемента в веществе.

Пример. Определить массовую долю каждого элемента в карбонате кальция (CaCO₃).

Дано:



$$Ar(\text{Ca}) = 40$$

$$Ar(\text{C}) = 12$$

$$Ar(\text{O}) = 16$$

$$\omega(\text{Ca}) - ?$$

$$\omega(\text{C}) - ?$$

$$\omega(\text{O}) - ?$$

Решение.

$$\omega = \frac{nAr}{Mr}$$

ω – массовая доля элемента.

n – число атомов элемента.

$$Mr(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100$$

$$\omega(\text{Ca}) = \frac{40}{100} = 0,4 \text{ или } 40\%$$

$$\omega(\text{C}) = \frac{12}{100} = 0,12 \text{ или } 12\%$$

$$\omega(\text{O}) = \frac{3 \cdot 16}{100} = \frac{48}{100} = 0,48 \text{ или } 48\%$$

Ответ: $\omega(\text{Ca}) = 40\%$, $\omega(\text{C}) = 12\%$, $\omega(\text{O}) = 48\%$.

Контрольные вопросы и задания

1. Что показывает: а) химическая формула; б) индекс; в) коэффициент?
2. Напишите формулы веществ, в которых содержится: а) один атом серы и два атома кислорода; б) два атома водорода, один атом серы и четыре атома кислорода; в) один атом водорода, один атом азота и три атома кислорода. Прочитайте эти формулы.
3. Обозначьте химическими формулами: а) аш-три-пэ-о-четыре; б) натрий-два-эс-о-четыре; в) купрум-о-аш-дважды; г) алюминий-два-эс-о-четыре-трижды; д) кальций-хлор-два.
4. Вычислите относительные молекулярные массы веществ: $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, Al_2O_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
5. Определите массовую долю каждого элемента в веществе $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

2.3. Моль. Молярная масса

В химии используют понятие количество вещества (ν). Единицей количества вещества является **моль**.

Моль – это количество вещества, которое содержит столько молекул, атомов, ионов, электронов или других структурных единиц, сколько атомов содержится в 12г изотопа углерода ^{12}C .

Моль – это количество вещества, которое содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных единиц (атомов, молекул и др.). 1 моль воды (H_2O) содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул воды;

число, равное $6,02 \cdot 10^{23}$ моль $^{-1}$, называют **числом Авогадро** и обозначают N_A .

Молярная масса вещества – это масса одного моля, которую выражают в граммах на моль (г/моль).

$$M = \frac{m}{\nu}$$

M – молярная масса вещества, г/моль

m – масса вещества, г

ν – количество вещества, моль.

Пример. Сколько молекул содержится в воде массой 9г? Сколько атомов всех элементов содержится в воде массой 9г?

Дано:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 9\text{г}$$

$$N(\text{H}_2\text{O}) - ?; N(\text{H}) - ?;$$

$$N(\text{O}) - ?$$

$$M = \frac{m}{\nu}, \Rightarrow \nu = \frac{m}{M};$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ г/моль.}$$

$$\nu = \frac{9}{18} = 0,5 \text{ моль}$$

1 моль вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул ($N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль $^{-1}$ – число Авогадро). $N(\text{H}_2\text{O}) = N_A \cdot \nu = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 0,5 \text{ моль} = 3,01 \cdot 10^{23}$;

$$N(\text{O}) = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 0,5 \text{ моль} = 3,01 \cdot 10^{23};$$

$$N(\text{H}) = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 0,5 \text{ моль} \cdot 2 = 6,02 \cdot 10^{23}.$$

Ответ: $N(\text{H}_2\text{O}) = 3,01 \cdot 10^{23}$ молекул; $N(\text{O}) = 3,01 \cdot 10^{23}$ атомов;
 $N(\text{H}) = 6,02 \cdot 10^{23}$ атомов.

Контрольные вопросы и задания

1. В каких единицах выражают количество вещества?
2. Что такое моль?
3. Чему равна молярная масса вещества?
4. Какое количество вещества составляет:
а) NaOH массой 80 г; б) H_2SO_4 массой 4,9 г?
5. Сколько молекул содержится:
а) в воде массой 36 г; б) в CaCO_3 массой 10 г?
6. Какая масса H_2SO_4 содержит столько молекул, сколько их содержится в воде массой 9 г?

2.4. Понятие валентности. Химические уравнения

Чтобы правильно написать формулу вещества, нужно знать валентности элементов.

Валентность – это способность атомов данного элемента присоединять определенное число атомов других элементов.

Атом водорода всегда присоединяет только один атом другого элемента. Поэтому валентность водорода всегда равна единице. Если атом присоединяет один атом водорода, то этот элемент имеет валентность один (одновалентен). Если атом присоединяет два атома водорода, то его валентность равна двум (двухвалентен). Например, в веществе HCl – хлор одновалентен; в веществе H_2S – сера двухвалентна.

Некоторые элементы имеют постоянную валентность. Например, H, Li, Na, K всегда одновалентны, Mg, Ca, Ba, Zn всегда двухвалентны, Al – трехвалентен.

Многие элементы имеют переменную валентность. Например, железо может

иметь валентность два (FeO) и три (Fe₂O₃).

Валентность обозначают римской цифрой над химическим знаком элемента:

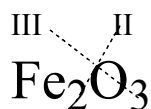
$\overset{\text{I}}{\text{H}}\overset{\text{I}}{\text{Cl}}$, $\overset{\text{I}}{\text{H}}_2\overset{\text{II}}{\text{S}}$ или в скобках после названия элемента: Fe (II), Fe (III).

Если вещество состоит из двух элементов А и В, валентности которых соответственно равны m и n, то произведение валентности на число атомов одного элемента равно произведению валентности на число атомов другого элемента, т.е. сумма единиц валентности всех атомов одного элемента равна сумме единиц валентности атомов другого элемента. Для вещества $\overset{m}{\text{A}}_x\overset{n}{\text{B}}_y$: $m \cdot x = n \cdot y$.

Валентность одного элемента можно определить по формуле, если известна валентность другого элемента. Например, в соединении $\overset{m}{\text{S}}\overset{\text{II}}{\text{O}}_3$ $m \cdot 1 = 2 \cdot 3$, $m = 6$. Валентность серы равна шести. В соединении $\overset{m}{\text{Fe}}_2\overset{\text{II}}{\text{O}}_3$ $m \cdot 2 = 2 \cdot 3$, $m = 3$. Валентность железа равна трем.

Если мы знаем валентности, то можем составить формулу вещества.

Например, запишем формулу соединения железа (III) с кислородом. Запишем химические символы железа (Fe) и кислорода (O), а над символами поставим валентности этих элементов: $\overset{\text{III}}{\text{Fe}}\overset{\text{II}}{\text{O}}$, затем переместим вниз и крест-накрест значения валентностей, записав их в виде индексов:



Теперь сделаем проверку: сумма единиц валентности всех атомов одного элемента равна сумме единиц валентности атомов другого элемента: ($\overset{m}{\text{A}}_x\overset{n}{\text{B}}_y$: $m \cdot x = n \cdot y$) $3 \cdot 2 = 2 \cdot 3$. Значит, формула Fe₂O₃ составлена правильно.

Фактически задача сводится к поиску наименьшего общего кратного для валентностей двух элементов.

Запишем формулу соединения серы(VI) с кислородом: $\overset{\text{VI}}{\text{S}}_x\overset{\text{II}}{\text{O}}_y$.

Для чисел 6 и 2 наименьшее общее кратное – 6. Поэтому $6 \cdot x = 6$ и $2 \cdot y = 6$. $x =$

$$6:6 = 1, y = 6:2 = 3.$$

SO_3 – правильно написанная формула. (S_2O_6 – неправильно написанная формула).

Контрольные вопросы и задания

1. Определите валентность элементов в соединениях:

P_2O_5 , N_2O_3 , PH_3 , HBr , CH_4 , PbO_2 , NH_3 , SiH_4 , CO_2 .

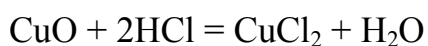
2. Назовите элемент, который в соединении с кислородом имеет максимальную валентность: SO_2 , K_2O , Cr_2O_3 , P_2O_5 , MgO .

3. Напишите формулы соединений: а) углерода (IV) с хлором (I); б) кальция (II) с кислородом (II); в) алюминия (III) с серой (II); г) кремния (IV) с кислородом (II).

2.5. Химические реакции

Химическая реакция – превращение одного или нескольких исходных веществ (**реагентов**) в продукты реакции, которые отличаются от исходных веществ составом или строением.

Химическая реакция изображается **уравнением реакции**. Например:

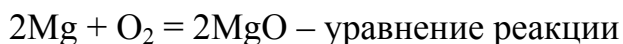
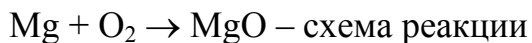


реагенты \rightarrow продукты

При химической реакции происходит только перегруппировка атомов реагентов в молекулы продуктов. Число атомов каждого элемента и масса каждого атома остаются неизменными до и после реакции. В процессе химической реакции атомы новых элементов не образуются. Именно этим объясняется закон сохранения массы веществ, который был установлен русским ученым М.В. Ломоносовым. Общая масса веществ, которые вступают в химическую реакцию, равна общей массе веществ, которые образуются в результате реакции.

Химические реакции записывают с помощью химических уравнений и схем, содержащих формулы исходных веществ (левая часть уравнения) и продуктов реакции

(правая часть уравнения). В химических уравнениях, в отличие от схем, число атомов каждого элемента одинаково в левой и правой частях, что отражает закон сохранения массы. Это достигается расстановкой перед формулами коэффициентов:



В схеме реакции между левой и правой частями ставят стрелку (\rightarrow), а в химическом уравнении – знак равенства ($=$).

Приведенное уравнение читают так: два-магний плюс о-два равняется два-магний-о.



читается так: два-феррум-о-аш-трижды плюс три-аш-два-эс-о-четыре равняется феррум-два-эс-о-четыре-трижды плюс шесть-аш-два-о.

Контрольные вопросы и задания

1. Что показывает химическое уравнение?
2. Что содержит: а) левая, б) правая часть уравнения?
3. Что показывает: а) индекс, б) коэффициент?
4. Расставьте коэффициенты в схемах реакций, прочитайте уравнения:
 - а) $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$;
 - б) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 - в) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4$;
 - г) $\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$;
 - д) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$.

2.6. Закон Авогадро. Молярный объем газа.

Вычисления по химическим формулам и уравнениям

Закону Авогадро подчиняются только газы и не подчиняются твердые и жидкие вещества.

Закон Авогадро: в равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул.

Можно рассчитать объем, который занимают $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул (или 1 моль) любого газа при нормальных условиях (н.у.). Нормальными условиями считают температуру 0°C и давление 101325 Па.

Рассчитанный объем для любого газа при н.у. равен 22,4 л.

Следствие из закона Авогадро: при одинаковых условиях один моль любого газа занимает один и тот же объем, который называют молярным объемом.

$$V_M = \frac{V}{\nu}$$

V_M – молярный объем газа л/моль или $\text{м}^3/\text{моль}$;

V – объем данного газа, л или м^3 ;

ν – количество вещества в объеме V , моль.

Примеры решения задач

Пример 1. Вычислите массу железа, которое содержится в оксиде железа (III) Fe_2O_3 массой 320 кг.

Дано:	=	
$m(\text{Fe}_2\text{O}_3)$		
320кг		
$m(\text{Fe}) - ?$		

Решение.

1) Определим количество вещества $\nu(\text{Fe}_2\text{O}_3)$

$$\nu(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{m(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{M(\text{Fe}_2\text{O}_3)}.$$

Рассчитаем молярную массу вещества Fe_2O_3 :

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 56 + 3 \cdot 16 = 160 \text{ г/моль} = 0,16 \text{ кг/моль}.$$

$$\nu(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{320}{0,16} = 2 \cdot 10^3 \text{ моль}.$$

2) Определим $\nu(\text{Fe})$, которое содержится в $2 \cdot 10^3$ моль Fe_2O_3 :

1 моль Fe_2O_3 содержит 2 моль Fe

$$2 \cdot 10^3 \text{ моль } \text{Fe}_2\text{O}_3 - x; x = 4 \cdot 10^3 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{Fe}) = 4 \cdot 10^3 \text{ моль}.$$

3) Определим массу железа $m(\text{Fe})$, которая соответствует $4 \cdot 10^3$ моль Fe:

$$m(\text{Fe}) = M(\text{Fe}) \cdot \nu(\text{Fe}) = 0,056 \text{ кг/моль} \cdot 4 \cdot 10^3 \text{ моль} = 224 \text{ кг}.$$

Ответ: $m(\text{Fe}) = 224 \text{ кг}$.

Пример 2. Сколько литров газообразного SO_3 и сколько воды необходимо для получения 100г серной кислоты H_2SO_4 по реакции: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$.

Дано:	Решение.		
$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 100\text{г}$	SO_3	+	$\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$
	1 моль		1 моль
	$V - ?$		$m - ?$
			100г
$m(\text{H}_2\text{O}) - ?$			
$V(\text{SO}_3) - ?$			

коэффициенты в химическом уравнении показывают не только число молекул вещества, но и количество моль этого вещества.

Из данного уравнения следует, что при взаимодействии 1 моль SO_3 с 1 моль H_2O образуется 1 моль H_2SO_4 .

Рассчитаем количество вещества $\nu(\text{H}_2\text{SO}_4)$:

$$\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)};$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ г/моль};$$

$$\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{100}{98} = 1,02 \text{ моль}.$$

Понятно, что SO_3 для реакции требуется тоже 1,02 моль. Если $\nu(\text{SO}_3) = 1,02$ моль,

то $V_M = \frac{V}{\nu}$; $V = V_M \cdot \nu = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 1,02 \text{ моль} = 22,85 \text{ л}$.

Воды требуется тоже 1,02 моль. Если $\nu(\text{H}_2\text{O}) = 1,02 \text{ моль}$, то

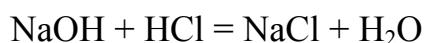
$$m(\text{H}_2\text{O}) = \nu(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O});$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ г/моль};$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1,02 \text{ моль} \cdot 18 \text{ г/моль} = 18,4 \text{ г}.$$

Ответ: $V(\text{SO}_3) = 22,85 \text{ л}$, $m(\text{H}_2\text{O}) = 18,4 \text{ г}$.

Пример 3. Для проведения химической реакции



взяли 4г вещества NaOH и 10,5г вещества HCl. Вычислите массы продуктов реакции.

Дано:	Решение.						
$m(\text{NaOH}) = 4\text{г}$	NaOH	+	HCl	=	NaCl	+	H ₂ O
$m(\text{HCl}) = 10,5\text{г}$	4г		10,5г		?г		?г
$m(\text{H}_2\text{O}) - ?$							
$m(\text{NaCl}) - ?$							

Рассчитаем количество моль исходных веществ:

$$\nu(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = \frac{4\text{г}}{40\text{г/моль}} = 0,1 \text{ моль};$$

$$\nu(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} = \frac{10,5\text{г}}{35\text{г/моль}} = 0,3 \text{ моль}.$$

	NaOH	+	HCl	=	NaCl	+	H ₂ O
соотношение молей, согласно уравнению	1моль		1моль		1моль		1моль
взято для реакции	0,1моль		0,3моль		—		—
после реакции	—		0,2моль		0,1моль		0,1моль

Согласно уравнению химической реакции продуктов (NaCl и H₂O) должно получиться по 0,1 моль, а 0,2 моль HCl останутся неизрасходованными, то есть вещество HCl было взято в избытке. Расчёты по химическим уравнениям проводят только по

веществу, которое полностью вступило в реакцию. В данном случае таким веществом является NaOH.

Следовательно, $m(\text{NaCl}) = \nu(\text{NaCl}) \cdot M(\text{NaCl}) = 0,1 \text{ моль} \cdot 58 \text{ г/моль} = 5,8 \text{ г}$;

$m(\text{H}_2\text{O}) = \nu(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O}) = 0,1 \text{ моль} \cdot 18 \text{ г/моль} = 1,8 \text{ г}$.

Ответ: $m(\text{NaCl}) = 5,8 \text{ г}$, $m(\text{H}_2\text{O}) = 1,8 \text{ г}$.

Контрольные вопросы и задания

1. В каком агрегатном состоянии должно находиться вещество, чтобы оно подчинялось закону Авогадро?
2. Что показывает число Авогадро N_A ?
3. Что называют молярным объемом газа? В каких единицах его выражают?
4. Вычислите массу вещества MgO, в котором содержится 400 кг магния.
5. При горении серы в кислороде образуется оксид серы (VI):
 $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$, если $\nu(\text{S}) = 4 \text{ моль}$, чему равно: а) $\nu(\text{O}_2)$; б) $\nu(\text{SO}_3)$; в) $m(\text{SO}_3)$?
6. Какая масса углерода С сгорела, если в результате реакции $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}$ получили оксид углерода (II) CO объемом 5,6 л (н.у.)? Какой объем кислорода O_2 (н.у.) вступил в реакцию?
7. Определите массу вещества MgCl_2 , которое образуется в результате реакции $\text{HCl} + \text{MgO} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$, если масса вещества HCl равна 18, 25 г, а масса вещества MgO равна 4г.

3. Периодический закон и периодическая система элементов

Д.И. Менделеев. Строение атома

3.1. Периодический закон и периодическая система

химических элементов

Периодическая система элементов (таблица Менделеева) – классификация хи-

мических элементов, которая позволяет выявить зависимость их различных свойств от числа протонов в атомном ядре. Первоначально система разработана русским химиком Д.И. Менделеевым на основании открытого им в 1869 году периодического закона зависимости свойств элементов от атомной массы и является его графическим выражением.

Каждый элемент занимает определенное место в таблице Менделеева:

12	← порядковый номер (атомный номер)
Mg	← символ элемента
24.305	← атомная масса
МАГНИЙ	← название элемента

Периодическая система состоит из периодов и групп.

Период – это горизонтальная строка. Всего в таблице 7 периодов. Первый, второй и третий периоды (1, 2, 3) состоят из одного ряда и называются малыми. 4, 5 и 6 периоды состоят из двух рядов и называются большими. 7 период состоит из одного ряда (незаконченный).

Группа – это вертикальный столбец. Всего восемь групп. Номер группы обозначен римскими цифрами (I, II, III ...). Каждая группа состоит из двух подгрупп: главной (A) и побочной (B).

В главную подгруппу (A) входят элементы малых и больших периодов.

В побочную подгруппу (B) входят элементы только больших периодов.

Например, в первом периоде находятся только два элемента: водород и гелий.

В первой группе (I)

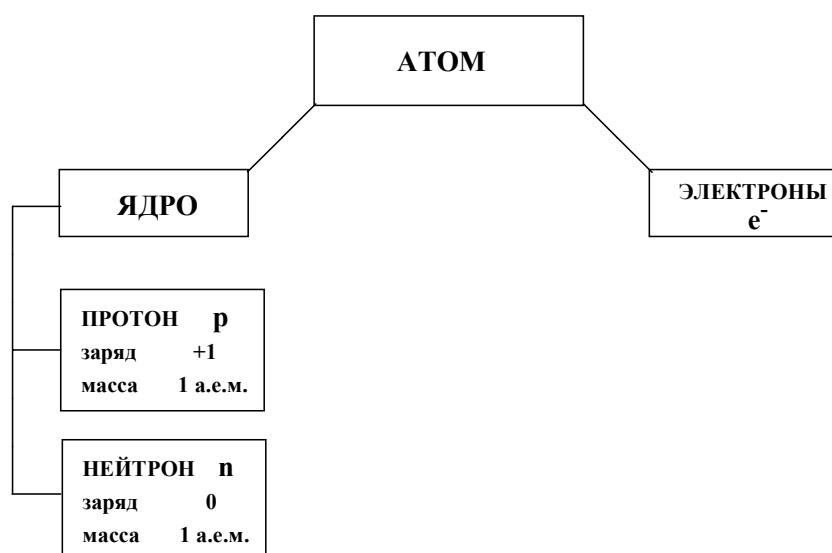
главная подгруппа (I A): H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr;

побочная подгруппа (I B): Cu, Ag, Au.

Контрольные вопросы и задания

1. Что называется периодом? Сколько периодов в периодической системе?
2. Какие периоды называются малыми и какие большими?
3. Что называется группой? Сколько групп в периодической системе?
4. Из каких подгрупп состоит каждая группа?
5. Опишите положение элементов в периодической таблице Менделеева (номера элементов 6, 16, 26).

3.2. Строение атома



Атом состоит из протонов, нейтронов и электронов.

Протон – это положительно заряженная частица, масса которой равна атомной единице массы (а. е. м.).

Нейтрон – это электронейтральная частица, масса которой равна атомной единице массы.

Электрон – это отрицательно заряженная частица, масса которой в 1840 раз меньше массы протона или нейтрона.

Протоны и нейтроны образуют ядро. Ядро имеет положительный заряд, равный числу протонов. Величина положительного заряда ядра атома равна порядковому номеру элемента в периодической системе. Атом – это электронейтральная частица. Следовательно, число электронов равно заряду ядра (равно числу протонов) или порядковому номеру элемента в периодической системе.

Масса атома A равна сумме масс всех частиц, которые входят в атом:

$A = \text{масса протонов} + \text{масса нейтронов} + \text{масса электронов}.$

Так как масса электронов очень мала, можно считать, что масса атома определяется массой его протонов и нейтронов.

Общее число протонов и нейтронов называется массовым числом (A). Оно равно значению относительной массы элемента.

$$A = Z + N$$

A – массовое число;

Z – число протонов (протонное число) и порядковый номер элемента;

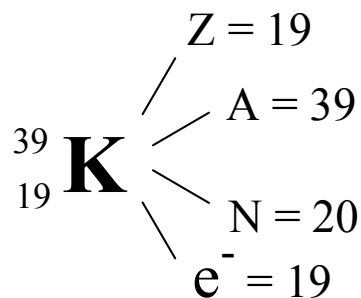
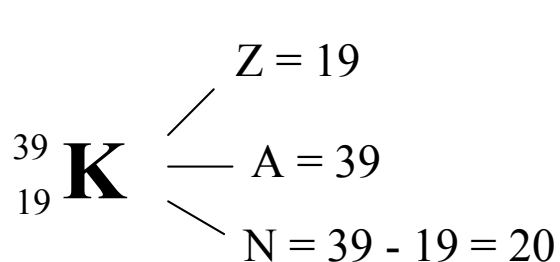
N – число нейтронов.

Например, калий К:

порядковый номер – 19; количество протонов – 19; заряд ядра – 19; количество электронов – 19.

Состав ядра:

Состав атома:



Изотопы – это атомы одного элемента, которые имеют одинаковый заряд ядра (одинаковое число протонов), но разную массу (разное число нейтронов).

Например: ${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{17}_8\text{O}$, ${}^{18}_8\text{O}$.

Атомная масса элемента в периодической системе равна среднему арифметическому значению масс всех его изотопов с учётом их распространённости в природе.

Так, природный хлор – это смесь 77,35 % изотопа $^{35}_{17}\text{Cl}$ и 22,65 % изотопа

$$^{37}_{17}\text{Cl}. \text{ Поэтому } Ar(\text{Cl}) = \frac{35 \cdot 77,35 + 37 \cdot 22,65}{100} = 35,453.$$

Химические свойства всех изотопов одного элемента одинаковы. Значит, химические свойства элементов зависят от заряда ядра атома, а не от его атомной массы. Заряд ядра атома – главная характеристика элемента. **Химический элемент** – это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.

Поэтому **периодический закон Менделеева** формулируют так: свойства элементов, а также образованных ими простых и сложных соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда ядер их атомов.

Контрольные вопросы и задания

1. Какие частицы входят в состав: а) атома; б) ядра? Укажите их название, символ, заряд, массу.
2. Чему равен заряд ядра атома?
3. Что показывает порядковый номер элемента?
4. Укажите число протонов, нейтронов и электронов в атомах азота, хлора, марганца.
5. Вычислите число нейтронов в ядре атома, если $A = 190$, порядковый номер элемента равен 76.
6. Что такое изотопы?
7. Что является главной характеристикой элемента?
8. Сколько протонов и нейтронов содержат ядра изотопов ^{36}Ar , ^{38}Ar , ^{40}Ar ?
9. Ядро атома элемента содержит 12 нейтронов, $Ar = 22$. Определите порядковый номер элемента. Назовите элемент.

3.3. Строение электронной оболочки атома.

Квантовые числа

Электронная оболочка – это совокупность электронов в атоме.

Состояние электронов в атоме можно представить в виде электронного облака с определенной плотностью электрического заряда в каждой точке. Электронные облака различных электронов находятся на разных расстояниях от ядра и имеют различную форму.

Атомная орбиталь (АО) – геометрическое представление о движении электрона в атоме. Такое особое название (не орбита, а орбиталь) отражает тот факт, что движение электрона в атоме отличается от классического движения по траектории и описывается законами квантовой механики.

Атомная орбиталь представляет собой область пространства вокруг ядра атома, в которой высока вероятность нахождения электрона (90-95 %).

Состояние электрона в атоме описывают с помощью четырех **квантовых чисел**.

1. Главное квантовое число n определяет энергию электрона в атоме и может принимать значения от 1 до ∞ (только целые, положительные числа). Чем меньше n , тем больше энергия взаимодействия электрона с ядром (тем ближе к ядру находится электрон). Электроны с одним и тем же значением n образуют энергетический уровень. Число уровней, на которых находятся электроны, совпадает с номером периода, в котором располагается элемент в периодической системе. Номера этих уровней обозначают цифрами 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 (реже – буквами K, L, M, N, O, P, Q).

2. Орбитальное (побочное) квантовое число l характеризует форму орбитали. При данном значении n квантовое число l может принимать значения целых чисел от 0 до $n - 1$. Кроме числовых l имеет буквенные обозначения:

Значения орбитального квантового числа	0	1	2	3	4
Буквенное обозначение	s	p	d	f	g

Электроны с одинаковым значением l образуют подуровень. Подуровни обозначаются буквами s, p, d, f, \dots . Первый энергетический уровень имеет один подуровень, второй – два, третий – три, четвертый – четыре и т.д. Число энергетических подуровней равно номеру данного энергетического уровня, т.е. значению главного квантового числа n .

Подуровни отличаются друг от друга энергией связи электрона с ядром.

Орбитали одного подуровня ($l = \text{const}$) имеют одинаковую энергию и форму.

s -орбиталь имеет сферическую форму, p -орбиталь имеет форму гантели (восьмерки), d - и f -орбитали имеют более сложные формы.

Обозначение орбитали включает номер энергетического уровня и букву, которая отвечает соответствующему подуровню:

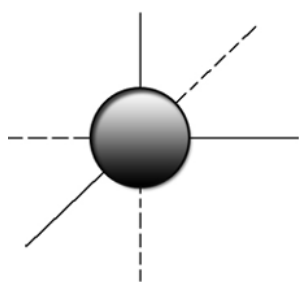
$1s$ – один-эс орбиталь;

$3d$ – три-дэ орбиталь.

Таким образом, энергия электрона в атоме зависит не только от значения главного квантового числа n , но и от значения орбитального числа l . А это значит, что **энергия электрона в атоме определяется** суммой значений главного и орбитального квантовых чисел $n + l$.

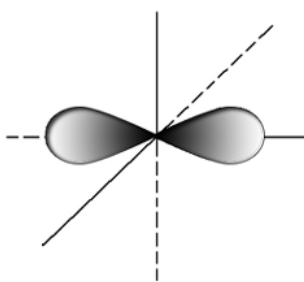
3. Магнитное квантовое число m_l определяет расположение атомной орбитали в пространстве и может принимать значения целых чисел от $-l$ до $+l$, в том числе значение нуль. То есть m_l при данном значении l будет иметь $(2l + 1)$ значений. Так, при $l = 0$ (это s -орбиталь) $m_l = 0$. Это значит, что s -орбиталь имеет одинаковую ориентацию относительно трех осей координат (Рис. 1, а). При $l = 1$ (p -орбиталь) m_l может принимать три значения: $-1, 0, +1$.

Это значит, что могут быть три p -орбитали (p_x, p_y, p_z) с ориентацией по координатным осям x, y, z (Рис. 1, б). При $l = 2$ (d -орбиталь) m_l может принимать пять значений: $-2, -1, 0, +1, +2$. Это значит, что может быть пять d -орбиталей и так далее.

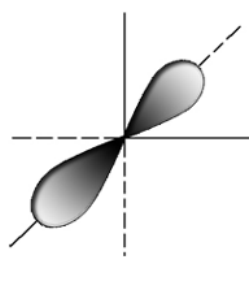


s -орбиталь

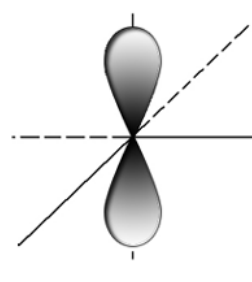
Рис. 1а



p_x -орбиталь



p_y -орбиталь



p_z -орбиталь

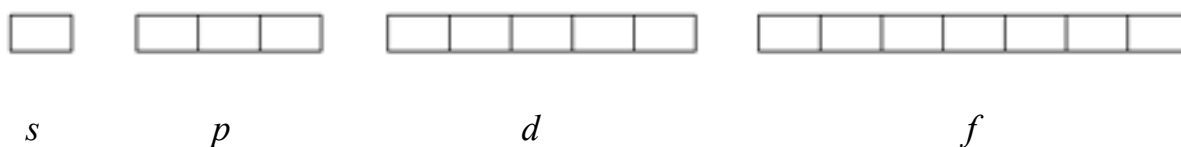
Рис. 1б

Рис. 1 Изображение атомных орбиталей

Магнитное квантовое число определяет число значений орбиталей на подуровне, которое равно числу значений m_l .

Орбитальное квантовое число (l)	Магнитное квантовое число (m_l)	Число орбиталей с данным значением ($2l + 1$)
0 (s)	0	1
1 (p)	-1, 0, +1	3
2 (d)	-2, -1, 0, +1, +2	5
3 (f)	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7

Орбитали изображают в виде энергетических ячеек, число которых на данном подуровне определяется числом значений магнитного квантового числа $m_l = 2l + 1$.



4. Спиновое квантовое число m_s , может принимать только два значения $+1/2$ и $-1/2$. Они соответствуют двум возможным и противоположным друг другу направлениям собственного магнитного момента электрона, который называют спином (от англ. spin – веретено). Для обозначения электронов с различными спинами используют символы: \uparrow и \downarrow .

Итак, состояние электрона в атоме определяется значениями всех четырех квантовых чисел, которые характеризуют энергию электрона, его спин, форму электронного облака и его ориентацию в пространстве.

Контрольные вопросы и задания

1. Что такое атомная орбиталь?
2. Какие квантовые числа вы знаете? Расскажите о них.
3. Что такое энергетический уровень? Какое квантовое число указывает количе-

ство энергетических уровней?

4. Какое квантовое число определяет количество подуровней на данном энергетическом уровне? Сколько подуровней на первом, втором, третьем энергетических уровнях?

5. Какую форму имеют *s*– и *p*–орбитали?

6. Сколько орбиталей находится на *d*–подуровне? Какое квантовое число определяет количество орбиталей на подуровне?

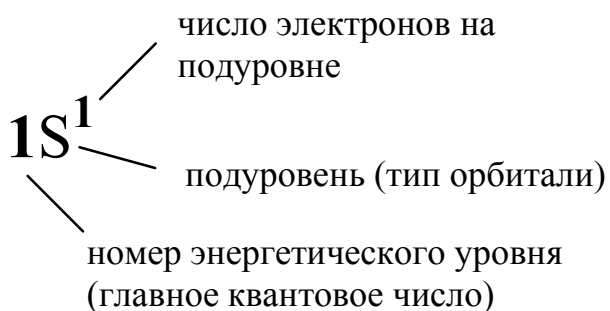
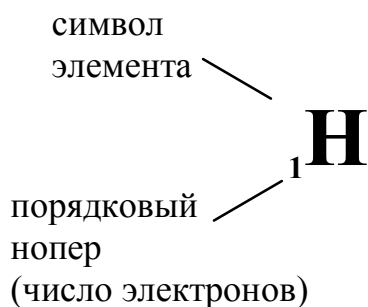
7. Какими квантовыми числами определяется энергия электрона в атоме?

3.4. Электронные и электронографические формулы

Строение электронных оболочек атомов записывают с помощью электронных формул.

Электронная формула – это форма записи электронного строения атома элемента с распределением электронов по уровням и подуровням.

Запишем электронное строение атома водорода, при этом используют следующую форму записи:



Последовательность заполнения электронами энергетических уровней и подуровней определяется обязательными правилами:

1) в атоме не может быть даже двух электронов с одинаковым значением всех четырёх квантовых чисел (принцип Паули). Следствием этого правила является то, что

на одной орбитали может находиться не более двух электронов с противоположно направленными спинами:

$\boxed{\uparrow}$ – неспаренный электрон;

$\boxed{\uparrow\downarrow}$ – спаренные электроны (с антипараллельными или противоположно направленными спинами).

Используя принцип Паули, можно рассчитать максимальное число электронов на энергетическом уровне и подуровне.

Подуровень	Число орбиталей	Максимальное число электронов
<i>s</i>	1	2
<i>p</i>	3	6
<i>d</i>	5	10
<i>f</i>	7	14

Максимальное число электронов N на энергетическом уровне выражается формулой: $N = 2n^2$, где n – главное квантовое число.

2) Суммарное спиновое число электронов данного подуровня должно быть максимальным (**правило Гунда**).

Например: на $2p$ -подуровне нужно разместить три электрона ($2p^3$)

$\boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow}$ – правильно (суммарный спин равен $3/2$)

$\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow} \boxed{}$ – неправильно (суммарный спин равен $1/2$)

Стабильному состоянию электрона в атоме отвечает минимальное значение его энергии. Любое другое его состояние является возбуждённым, нестабильным, из которого электрон самопроизвольно переходит в состояние с более низким уровнем энергии. Поэтому **последовательность заполнения электронами энергетических уровней определяется правилом наименьшего запаса энергии**:

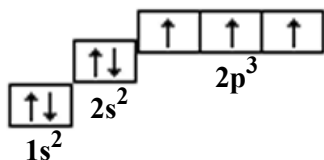
3) электроны прежде всего занимают орбитали с наименьшим уровнем энергии, то есть с меньшим значением суммы $n + l$.

Если сумма $n+l$ двух разных орбиталей одинакова, то раньше заполняется ор-

биталь, у которой n меньше.

Для того, чтобы написать электронную формулу атома, необходимо знать его порядковый номер в таблице Менделеева (он соответствует числу электронов) и номер периода (указывает число энергетических уровней).

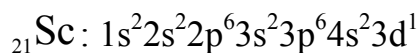
Напишем электронную формулу азота (порядковый номер семь, период – второй). В атоме азота 7 электронов размещаются на двух энергетических уровнях. Мы уже знаем, что на 1 уровне есть только один подуровень – s , и на нем могут максимально находиться два электрона: $1s^2$. На 2 уровне есть два подуровня – s и p : $2s^2 2p$. На втором энергетическом уровне нам надо разместить $7 - 2 = 5$ электронов: $2s^2 2p^3$. Электронное строение атома азота можно записать следующей формулой: ${}_7N: 1s^2 2s^2 2p^3$.



– графическая электронная формула (три электрона на

$2p$ -подуровне распределяем так, чтобы суммарный спин был максимальным).

Напишем электронную формулу скандия Sc:

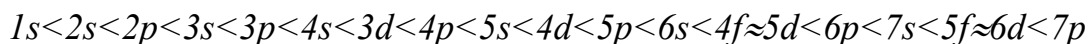


После $3p$ -подуровня заполняется $4s$, а не $3d$ -подуровень, согласно правилу наименьшего запаса энергии: первым заполняется тот подуровень, для которого сумма $n + l$ меньше.

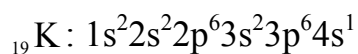
Для $4s$: $n = 4, l = 0, n + l = 4$;

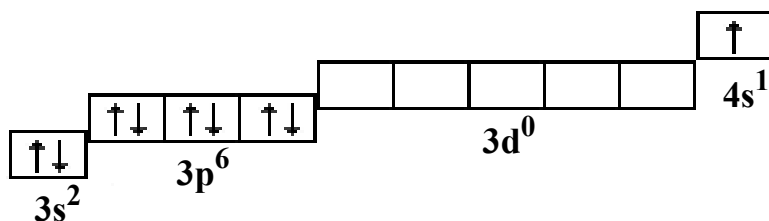
$3d$: $n = 3, l = 2, n + l = 5$.

Согласно этому правилу последовательность энергетических уровней электронов в порядке возрастания их энергии такова:



Пример: составить электронную формулу атома калия.





Для $3p$: $n = 3$, $l = 1$, $n + l = 4$;

$4s$: $n = 4$, $l = 0$, $n + l = 4$.

Первым заполняется $3p$ -подуровень, т. к. при одинаковом значении суммы $n + l$ первым заполняется подуровень с меньшим значением n .

Контрольные вопросы и задания

1. Напишите электронные и графические электронные формулы атомов фтора, алюминия, серы.
2. Какой подуровень в атомах заполняется раньше: а) $3d$ или $4p$; б) $7s$ или $5f$?
Почему?
3. Сколько неспаренных электронов находится на $3d$ -подуровне атома марганца?
4. Атомам каких элементов отвечают электронные формулы: а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$; б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$.
5. Какие из электронных конфигураций невозможны: а) $2s^2 2p^6$; б) $3s^1 3p^5$; в) $4d^5 5s^2$; г) $4s^2 3d^{11}$; д) $3s^2 3p^4 4s^2$.
6. Сколько свободных d -орбиталей в атоме хрома?

3.5. Периодическая система элементов и электронное строение атомов

Положение химического элемента в периодической системе определяется строением атома и его свойствами.

Порядковый номер элемента – определяет заряд ядра атома и количество

электронов.

Номер периода – количество энергетических уровней.

Номер группы – число электронов во внешнем электронном слое атома (валентность).

Всего групп восемь. Число электронов во внешнем слое всех атомов не больше восьми.

В зависимости от того, какой подуровень последним заполняется электронами, элементы делят на: *s*–элементы, *p*–элементы, *d*–элементы, и *f*–элементы (электронные семейства).

Максимальное число электронов *s*–орбитали – два. Поэтому в каждом периоде есть два *s*–элемента. Максимальное число электронов *p*–орбитали – шесть. Поэтому в каждом периоде (кроме первого и седьмого) есть по шесть *p*–элементов. Максимальное число *d*–элементов – десять, *f*–элементов – четырнадцать.

Структура периодической системы элементов определяется электронным строением атомов.

Контрольные вопросы и задания

1. Почему первый период состоит только из двух элементов, а второй – из восьми?
2. Сколько энергетических уровней имеют атомы магния, меди, бария?
3. Сколько электронов содержится во внешнем электронном слое атомов кремния, кальция, брома, серы, калия?
4. К какому электронному семейству (*s*–, *p*–, *d*–элементы) относятся фосфор, марганец, калий?
5. В каком периоде, и в какой группе периодической системы находится элемент, электронная формула которого:
а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$.

4. Химическая связь

Химическая связь – это взаимодействие атомов, в результате которого образуются молекулы или кристаллы.

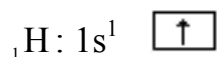
Известно несколько типов химической связи. Основными являются ковалентная и ионная.

Соединение атомов в молекулу (образование химической связи) объясняется их стремлением к образованию энергетически наиболее устойчивых систем – завершённых внешних электронных слоев (ns^2 , ns^2np^6 , $ns^2np^6nd^{10}$.)

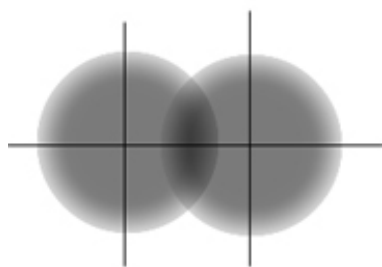
Ковалентная связь осуществляется за счёт общих электронных пар, которые принадлежат обоим атомам.

Различают обменный и донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи.

Обменный механизм. Каждый атом даёт по одному неспаренному (валентному) электрону в общую электронную пару. Рассмотрим образование молекулы водорода H_2 из атомов.



При сближении атомов водорода происходит перекрывание их s -орбиталей.

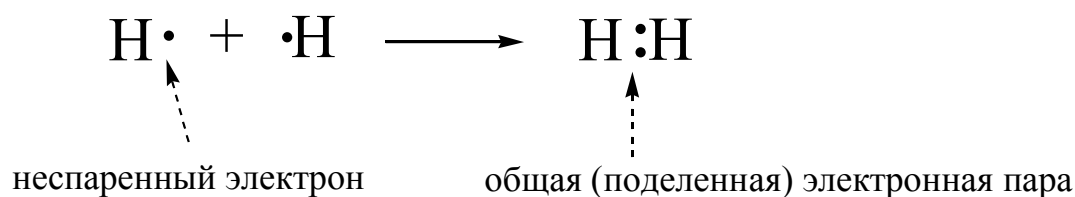


В результате между центрами обоих ядер возникает молекулярное двухэлектронное облако (общая электронная пара), электронная плотность в этой области увеличивается, что приводит к усилению притяжения между ядрами и молекулярным облаком. В образовании связи могут принимать участие только неспаренные электроны с

антипараллельными спинами, которые называют валентными электронами.

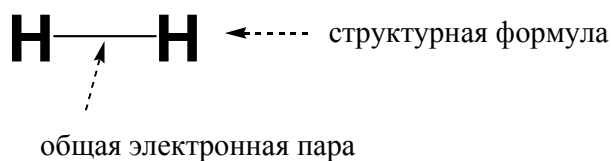


Химическую связь можно изображать схематично:

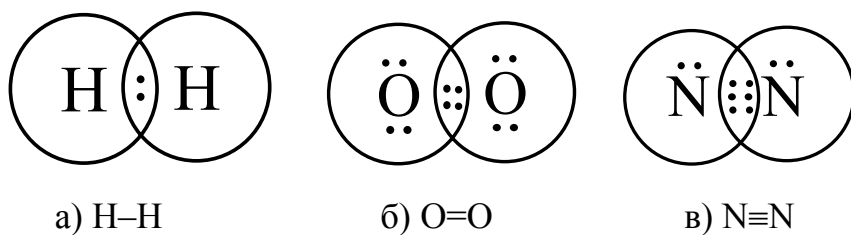


$\text{H}:\text{H}$ ←----- электронная формула

Часто общую электронную пару обозначают чертой:



Если между атомами возникает одна ковалентная связь (одна общая электронная пара), то ее называют одинарной, если больше – ее называют кратной связью.



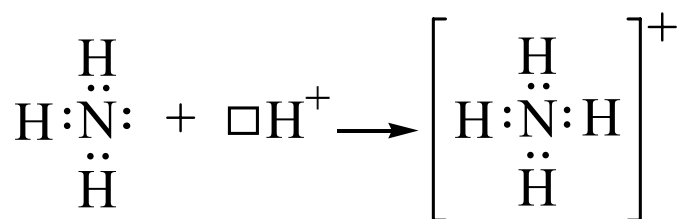
а) одинарная связь;

б) кратная связь (двойная);

в) кратная связь (тройная).

Донорно-акцепторный механизм. При образовании связи один атом (донор) предоставляет электронную пару, а другой атом (акцептор) предоставляет для этой па-

ры свободную орбиталь:

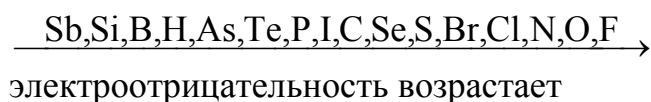


Ковалентная связь бывает полярной и неполярной.

Ковалентная неполярная связь – это связь, при образовании которой общие электронные пары располагаются симметрично относительно обоих ядер. Она возникает между атомами одного и того же элемента в молекулах простых веществ: H_2 , O_2 , Cl_2 .

Ковалентная полярная связь – это связь, при образовании которой общие электронные пары смещаются к одному из атомов, то есть располагаются несимметрично относительно ядер различных атомов. Полярность связи тем больше, чем больше разность электроотрицательностей атомов, образующих молекулу.

Электроотрицательность – это способность атома в соединении притягивать электроны от другого атома. Химические элементы можно расположить в ряд в порядке возрастания электроотрицательности:

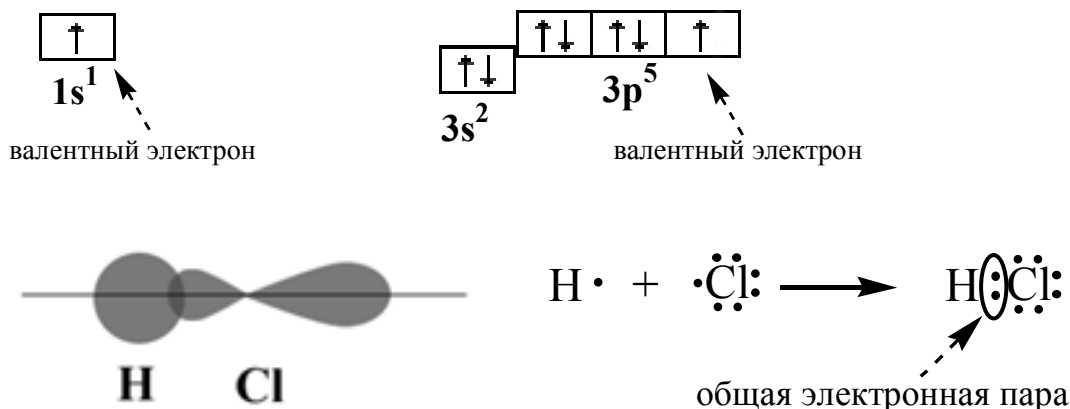


Самый электроотрицательный элемент – фтор.

Полярная ковалентная связь возникает между атомами разных элементов (как правило, неметаллов), с разной электроотрицательностью. Общая электронная пара смещается в сторону более электроотрицательного элемента.

Рассмотрим образование связи в молекуле HCl .

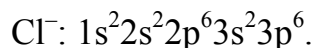
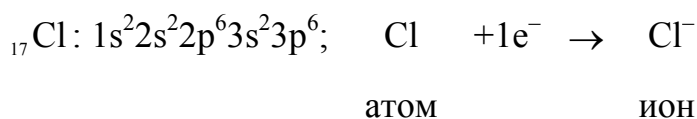
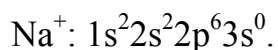
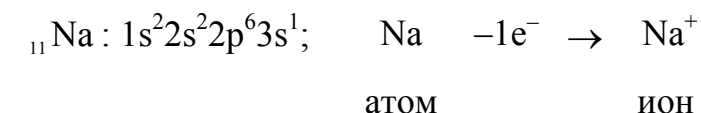




Общая электронная пара смещена к более электроотрицательному атому хлора.

Связь в молекуле HCl – ковалентная полярная.

Ионная связь. Ионы – это заряженные частицы, в которые превращаются атомы в результате отдачи или присоединения электронов.



Если атом отдает электроны, он превращается в положительно заряженный ион (катион); если атом принимает электроны, он превращается в отрицательно заряженный ион (анион).

Na^+ – катион натрия; Cl^- – анион хлора.

Если атомы, образующие химическую связь, сильно отличаются по электроотрицательности (металл – неметалл), то общая электронная пара переходит к одному из атомов, и оба атома превращаются в ионы:



Хлорид натрия состоит из ионов натрия Na^+ и хлорид-ионов Cl^- .

Ионная связь – это химическая связь между ионами, которая возникает за счет электростатического притяжения.

Контрольные вопросы и задания

1. Какая связь называется ковалентной?
2. Напишите электронные формулы и укажите тип связи в молекулах:
 HBr , H_2S , PH_3 , Br_2 .
3. Какая связь называется: а) ковалентной полярной; б) ковалентной неполярной? Приведите примеры.
4. Что такое электроотрицательность?
5. Что называют ионом?
6. Какая связь называется ионной?
7. В сторону какого элемента смещаются общие электронные пары в молекулах соединений?

5. Валентность и степень окисления

Валентность – это способность атомов элементов образовывать химические связи с атомами других элементов.

Количественной мерой способности атома к образованию ковалентных химических связей, возникающих за счет двух электронов (по одному от каждого атома) является **ковалентность**.

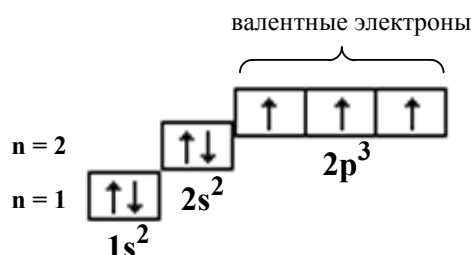
Ковалентность равна числу неспаренных электронов атома, участвующих в образовании связи, поэтому она не может иметь знака ("+" или "-"), не может равняться нулю. Следовательно, валентность атомов может изменяться от 1 до некоторого максимального значения, которое для многих химических элементов совпадает с номером их группы в периодической системе Менделеева.

Если атом участвует в образовании ионной химической связи, то валентность атома определяется числом электронов, которые атом отдает при образовании катиона или принимает в случае образования аниона.

Например:

${}_1\text{H}: 1s^1$ $\boxed{\uparrow}$ – валентность атома водорода всегда равна единице.

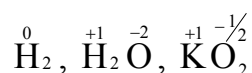
${}_7\text{N}: 1s^2 2s^2 2p^3$



Валентность азота равна трем.

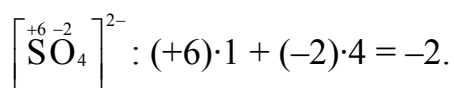
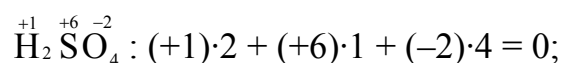
Степень окисления (окислительное число) – это условный заряд, который приобрел бы атом в молекуле, если бы все электронные пары его химических связей сместились в сторону более электроотрицательных атомов.

Можно сказать, что **степень окисления** – это условный заряд атома в соединении при условии, что оно состоит только из ионов. Нельзя отождествлять степень окисления и валентность. Степень окисления обозначают арабской цифрой. Она может быть положительной, отрицательной, равной нулю, может принимать дробные значения:

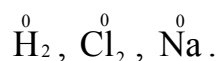


Для определения степени окисления каждого элемента в соединении необходимо помнить следующее:

1. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в соединении всегда равна нулю, а в сложном ионе – заряду иона:



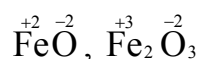
2. Степень окисления атомов в простых веществах равна нулю:



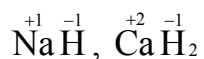
3. Степень окисления металлов во всех соединениях всегда положительна. Некоторые металлы имеют постоянную степень окисления и никогда ее не меняют:

Li, Na, K, Rb, Cs, Fr (щелочные металлы) во всех соединениях имеют степень окисления +1;

Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra и Zn имеют степень окисления +2; у Al – +3. Остальные металлы могут иметь переменную степень окисления:

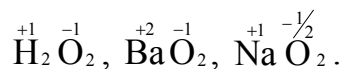


4. Водород в большинстве соединений имеет степень окисления +1. Исключения составляют гидриды металлов, в которых водород имеет степень окисления –1:



5. Степень окисления фтора во всех его соединениях всегда равна –1.

6. Кислород, как правило, имеет степень окисления –2. Исключения:



7. Степень окисления атома, который образует простой ион (состоит из одного атома) равна заряду этого иона:

Ca^{2+} – (заряд иона обозначается справа от символа, а степень окисления над символом) кальций проявляет степень окисления +2.

Многие элементы проявляют переменную степень окисления. Высшая степень окисления элемента часто соответствует номеру группы, в которой находится элемент в периодической системе элементов.

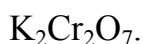
Например, сера может иметь различную степень окисления в соединениях: $\text{H}_2\overset{-2}{\text{S}}, \overset{+4}{\text{S}}\text{O}_2, \overset{+6}{\text{S}}\text{O}_3$.

Максимальное значение + 6 совпадает с номером группы (VI), в которой расположена сера.

Зная степень окисления одних элементов, можно рассчитать степень окисления

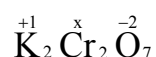
других элементов в данном соединении.

Например, рассчитаем степень окисления хрома в соединении:



Сначала запишем известные нам степени окисления: у калия +1, у кислорода –

2. Степень окисления хрома неизвестна – x .



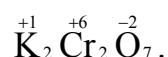
Так как алгебраическая сумма степеней окисления всех элементов (с учетом числа атомов) всегда равна нулю, то условие электронейтральности можно записать с помощью уравнения: $(+1) \cdot 2 + x \cdot 2 + (-2) \cdot 7 = 0$

$$+2 + 2x - 14 = 0$$

$$2x = 12$$

$$x = 6$$

Степень окисления хрома равна +6:



Определим степень окисления марганца в сложном ионе MnO_4^-

$$\left[\overset{x}{\text{Mn}} \overset{-2}{\text{O}}_4 \right]^- x \cdot 1 + (-2) \cdot 4 = -1$$

$$x - 8 = -1$$

$$x = 7$$

Степень окисления марганца в ионе MnO_4^- равна +7: $\left[\overset{+7}{\text{Mn}} \overset{-2}{\text{O}}_4 \right]^-$.

Контрольные вопросы и задания

1. Чем определяется валентность элемента?

2. Какую валентность могут проявлять в соединениях атомы следующих элементов: O, N, Cl, Si? Напишите их электронографические формулы. Укажите валентные электроны.

3. Что такое степень окисления?

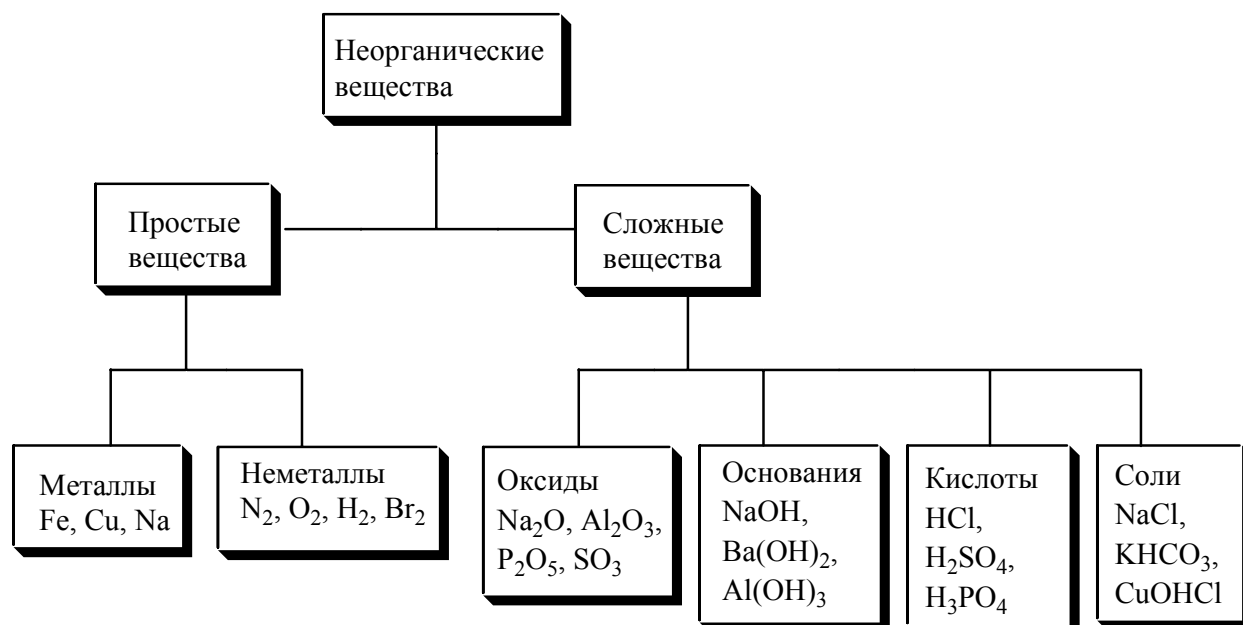
4. Определите степень окисления каждого элемента в соединениях:

N_2O_5 , KMnO_4 , Na_2CrO_4 , Br_2 , KClO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, F_2O , NH_4Cl .

6. Основные классы неорганических соединений

6.1. Классификация неорганических соединений

Все неорганические вещества по составу делятся на простые (молекулы состоят из атомов одного элемента) и сложные вещества (молекулы состоят из атомов разных элементов). Сложные вещества делятся на классы: оксиды, основания, кислоты и соли. Деление сложных веществ на классы основано на сходстве химических свойств:



6.2. Оксиды, основания. Их состав, номенклатура, строение

Оксиды – это вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления -2 .

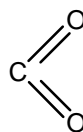
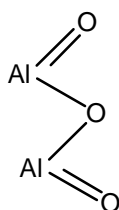
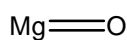
Названия оксидов элементов состоят из двух слов:

оксид + название элемента в родительном падеже. Например, MgO – оксид маг-

ния, Na_2O – оксид натрия. Если элемент образует несколько оксидов, то после названия элемента указывается его степень окисления римской цифрой в скобках: SO_2 – оксид серы (IV), SO_3 – оксид серы (VI).

Название оксидов можно образовывать добавлением к слову "оксид" греческих числительных. Например, SO_2 – диоксид серы, SO_3 – триоксид серы.

Формулу оксида можно изобразить графически:



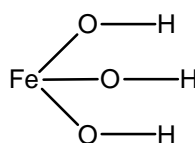
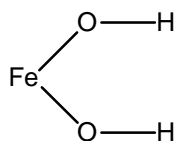
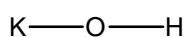
Основания – это соединения, которые состоят из атома металла и гидроксильной группы (OH^-).

Число гидроксильных групп в молекуле основания соответствует степени окисления металла и определяет кислотность основания.

Название основания составляется из слов:

гидроксид + название металла в родительном падеже. Например, KOH – гидроксид калия, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – гидроксид железа (II), $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – гидроксид железа (III).

Формулы оснований можно изображать графически:



Контрольные вопросы и задания

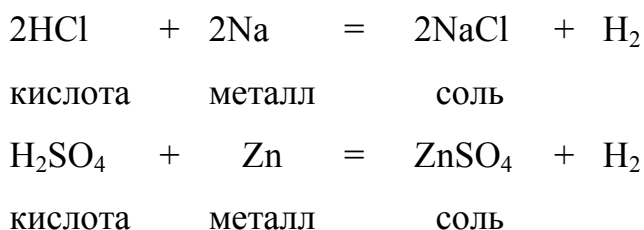
1. Какие вещества называют оксидами?
2. Составьте формулы и назовите оксиды следующих элементов: а) калия; б) цинка; в) кремния (IV); г) хрома (VI); д) хлора (VII).

3. Изобразите графические формулы следующих оксидов: а) оксида меди (I); б) оксида фосфора (V); в) оксида марганца (VII).
4. Какие соединения называют основаниями?
5. Напишите названия и изобразите графические формулы следующих оснований: а) $\text{Ba}(\text{OH})_2$; б) NaOH ; в) $\text{Cr}(\text{OH})_3$.
6. Составьте формулы оснований: а) гидроксида меди (I), б) гидроксида цинка, в) гидроксида свинца (II).

6.3. Кислоты. Состав, номенклатура, строение кислот

Кислотами называют соединения, в состав которых входят атомы водорода, способные замещаться атомами металла, при этом образуются соли.

Например:



Количество атомов водорода в кислоте, способных замещаться на металл, определяет **основность** кислоты. Например, HCl – одноосновная кислота, H_2SO_4 – двухосновная кислота.

По составу кислоты делятся на **бескислородные** (HCl , H_2S , HCN) и **кислородсодержащие** (HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4).

Часть молекулы кислоты, которая остается после отрыва от нее атомов водорода называется **кислотным остатком**. Кислотный остаток имеет отрицательный заряд, величина которого равна числу ушедших атомов водорода.

Например, для кислоты HCl кислотным остатком будет ион Cl^- ; для кислоты H_2SO_4 кислотными остатками могут быть ионы HSO_4^- и SO_4^{2-} .

Названия кислот составляют из *названия элемента* + слово "водородная" в случае бескислородных кислот (HCl – хлороводородная кислота, H₂S – сероводородная кислота). В случае кислородсодержащих кислот к названию элемента добавляют соответствующий суффикс (H₂SO₃ – сернистая кислота, H₂SO₄ – серная кислота).

Таблица 2. Формулы и названия некоторых кислот и их остатков

Формула кислоты	Название кислоты	Формула кислотного остатка	Название кислотного остатка
HCl	хлороводородная (соляная)	Cl ⁻	хлорид-ион
HBr	бромоводородная	Br ⁻	бромид-ион
HI	иодоводородная	I ⁻	йодид-ион
H ₂ S	сероводородная	HS ⁻ S ²⁻	гидросульфид-ион сульфид-ион
H ₂ SO ₃	сернистая	HSO ₃ ⁻ SO ₃ ²⁻	гидросульфит-ион сульфит-ион
H ₂ SO ₄	серная	HSO ₄ ⁻ SO ₄ ²⁻	гидросульфат-ион сульфат-ион
HNO ₂	азотистая	NO ₂ ⁻	нитрит-ион
HNO ₃	азотная	NO ₃ ⁻	нитрат-ион
H ₃ PO ₄	ортофосфорная	H ₂ PO ₄ ⁻ HPO ₄ ²⁻ PO ₄ ³⁻	дигидрофосфат-ион гидрофосфат-ион ортофосфат-ион
H ₂ CO ₃	угольная	HCO ₃ ⁻ CO ₃ ²⁻	гидрокарбонат-ион карбонат-ион
H ₂ SiO ₃	кремниевая	HSiO ₃ ⁻ SiO ₃ ²⁻	гидросиликат-ион силикат-ион

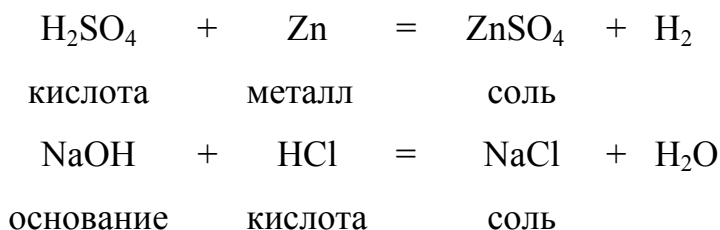
Контрольные вопросы и задания

1. Какие соединения называют кислотами?
2. Составьте графические формулы следующих кислот: HCl, H₂SO₄, H₃PO₄.
3. Определите степени окисления всех элементов в формулах кислот, приведенных в таблице.
4. Что называется кислотным остатком?
5. Чем определяется заряд кислотного остатка?

6.4. Соли. Состав, классификация, составление формул и номенклатура солей

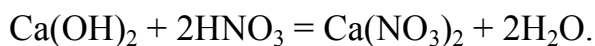
Соль – это продукт замещения водорода кислоты металлом или гидроксильной группы основания кислотным остатком.

Например:



Соли бывают средние, кислые, основные, двойные, комплексные.

Средняя соль – это продукт полного замещения водорода кислоты металлом или гидроксильных групп основания кислотным остатком.



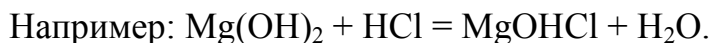
Na_2SO_4 и $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ – средние соли.

Кислая соль – продукт неполного замещения водорода многоосновной кислоты металлом.



NaHSO_4 – кислая соль.

Основная соль – продукт неполного замещения гидроксильных групп многокислотного основания кислотными остатками.



MgOHCl – основная соль.

Если атомы водорода в кислоте замещаются атомами разных металлов или гидроксогруппы оснований замещаются различными кислотными остатками, то образуют-

ся двойные соли: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$.

Комплексные соли – это соли, в состав которых входят комплексные ионы: $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Если считать, что соль состоит из остатка основания и кислотного остатка, то для составления формулы соли необходимо помнить правило:

$$\overset{m}{\text{A}}_x \overset{n}{\text{B}}_y : m \cdot x = n \cdot y \text{ (смотрите 2.4.)}$$

Например: $\overset{+2}{\text{Ba}}_x (\overset{-3}{\text{PO}}_4)_y$

Ba^{2+} – остаток основания, PO_4^{3-} – кислотный остаток.

$$2x = 3y; x = 3; y = 2. \text{ Формула соли } \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2.$$

$$\overset{+2}{\text{Ca}}_x (\text{H}_2 \overset{-1}{\text{PO}}_4)_y$$

$$2x = 1y; x = 1; y = 2. \text{ Формула соли } \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2.$$

$$(\text{MgOH}^{+1})_x \text{Cl}_y^{-1}$$

MgOH^+ – остаток основания, Cl^- – кислотный остаток. Формула соли MgOHCl .

Названия солей состоят из названия кислотного остатка в именительном падеже и названия остатка основания в родительном падеже. Например:

NaCl – хлорид натрия;

K_2SO_3 – сульфит калия;

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ – сульфат алюминия;

CaHPO_4 – гидрофосфат кальция;

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ – дигидрофосфат кальция;

MgOHCl – хлорид гидроксомагния;

FeCl_2 – хлорид железа (II);

FeCl_3 – хлорид железа (III).

Контрольные вопросы и задания

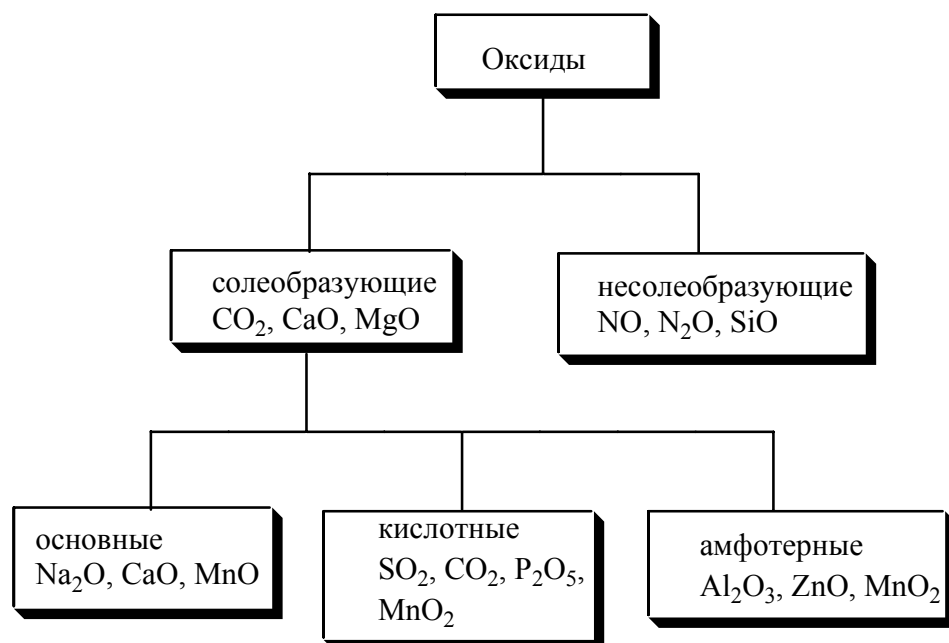
1. Укажите средние соли, кислые соли и основные соли: CuOHCl , MgSO_4 ,

NaHCO_3 , $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$, K_3PO_4 .

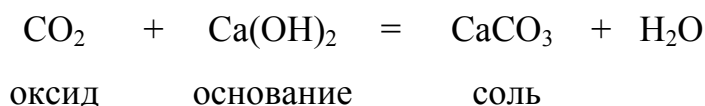
2. Напишите названия солей: MgCl_2 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, FeSO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, KHCO_3 , FeOHCl , BaCO_3 .

3. Напишите формулы следующих солей: а) дигидрофосфата магния; б) сульфида натрия; в) хлорида гидроксоалюминия; г) хлорида меди (I).

6.5. Свойства и получение оксидов



Солеобразующие оксиды – это оксиды, которые при химических реакциях образуют соли.



Оксиды, которые не образуют солей, называют **несолеобразующими**.

Солеобразующие оксиды делят на основные, кислотные и амфотерные.

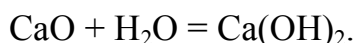
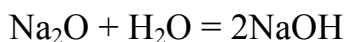
Основные оксиды – это оксиды металлов Li, Na, K, Rb, Cs, Fr (щелочные металлы), Ca, Sr, Ba (щелочно - земельные металлы), а также других металлов в их низ-

ших степенях окисления.

Например: MnO , Mn_2O_3 , Cu_2O .

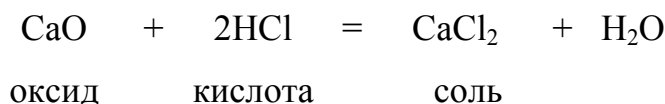
Химические свойства:

1) Оксиды щелочных и щелочно – земельных металлов взаимодействуют с водой, образуя растворимые в воде основания (щёлочи):



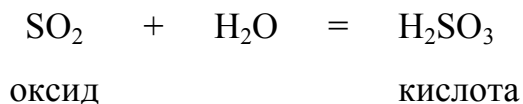
Основные оксиды других металлов с водой не взаимодействуют.

2) Основные оксиды взаимодействуют с кислотами:

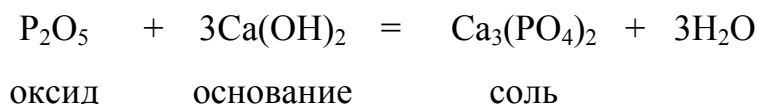


Кислотные оксиды – это оксиды неметаллов, а также металлов в высших степенях окисления: SO_2 , SO_3 , CO_2 , CrO_3 , Mn_2O_7 .

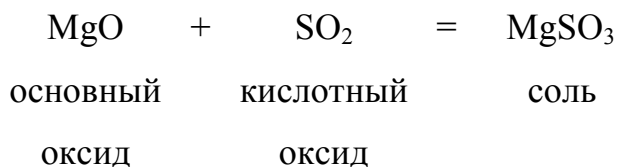
1) Большинство кислотных оксидов взаимодействуют с водой:



2) Кислотные оксиды взаимодействуют с основаниями:

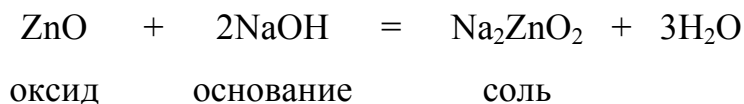
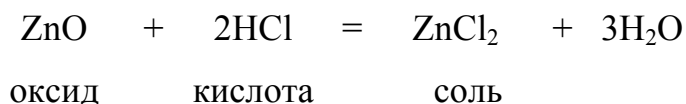


3) Кислотные оксиды взаимодействуют с основными оксидами:



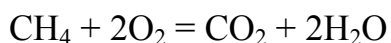
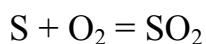
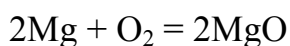
Амфотерные оксиды одновременно проявляют свойства кислотных оксидов (взаимодействуют с основаниями и основными оксидами) и основных оксидов (взаи-

модействуют с кислотами и кислотными оксидами):

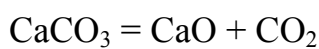
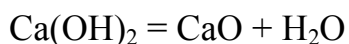


Оксиды получают:

1) При взаимодействии простых или сложных веществ с кислородом:



2) При разложении веществ:



Контрольные вопросы и задания

1. Какие вещества называют оксидами?

2. Какие вы знаете оксиды?

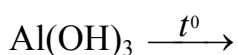
3. Какие из следующих соединений будут реагировать с оксидом серы (VI):

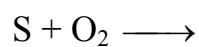
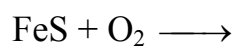
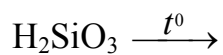
P_2O_5 , CaO , HNO_3 , Ba(OH)_2 , MgO , H_2O , SO_2 . Напишите уравнения возможных реакций.

4. Составьте уравнения химических реакций между:

а) оксидом кальция и оксидом фосфора (V); б) оксидом железа (III) и оксидом серы (VI); в) серной кислотой и оксидом цинка.

5. Допишите уравнения реакций:





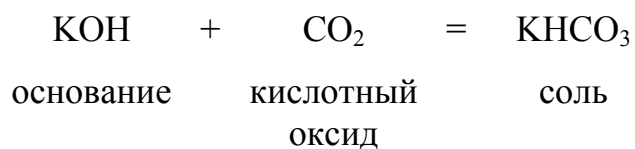
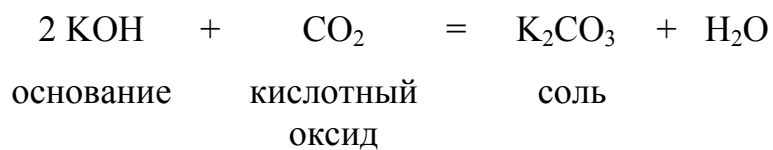
6.6. Свойства и получение оснований



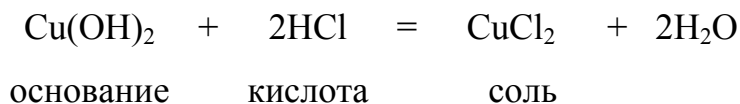
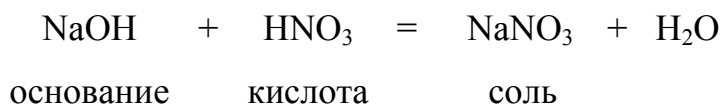
Химические свойства.

Основания взаимодействуют:

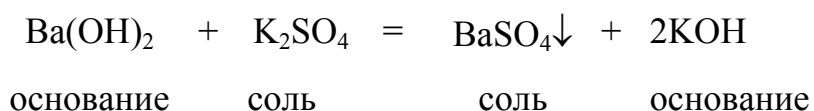
1) с кислотными оксидами:



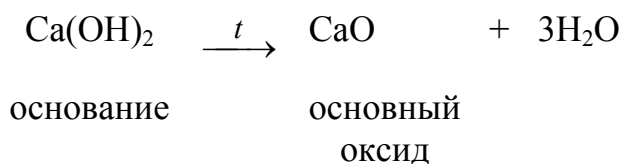
2) с кислотами (реакция нейтрализации):



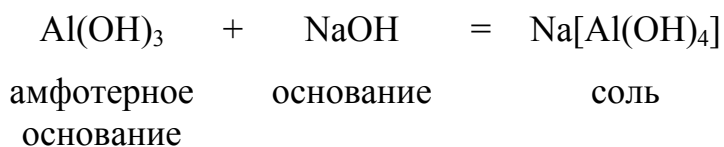
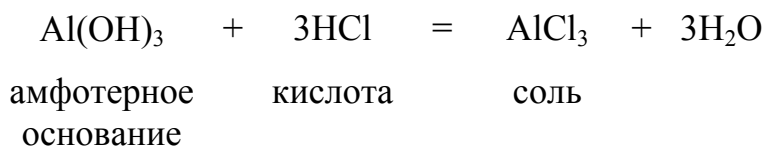
3) с солями:



4) При нагревании основания (кроме NaOH, KOH) разлагаются:



Амфотерные основания – это основания, которые взаимодействуют с кислотами и щелочами:



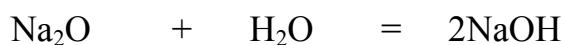
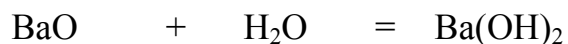
Получение оснований:

1) Реакции активных металлов (щелочных и щелочноземельных) с водой:

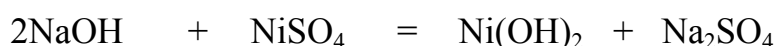




2) Взаимодействие оксидов активных металлов с водой:



3) Нерастворимые в воде основания получают при взаимодействии щелочей с растворами солей:



Контрольные вопросы и задания

1. Какие вещества называют основаниями (гидроксидами)?
2. Какие основания являются щелочами?
3. Напишите уравнения реакций между следующими соединениями:
 - а) гидроксидом калия и азотной кислотой;
 - б) гидроксидом калия и хлоридом железа (III);
 - в) гидроксидом натрия и оксидом кремния (IV);
 - г) гидроксидом калия и сульфатом цинка.
4. Напишите уравнения следующих превращений:
 - а) $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$;
 - б) $\text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2$;
 - в) $\text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{FeCl}_3$.

6.7. Свойства и получение кислот

Кислоты взаимодействуют:

1) с основаниями:



кислота

основание

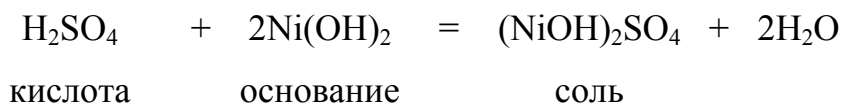
соль



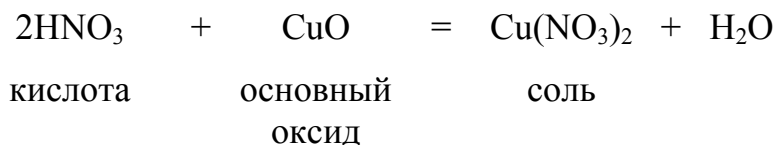
кислота

основание

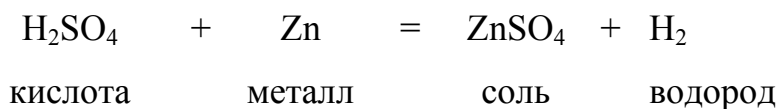
соль



2) с основными оксидами:



3) с металлами:

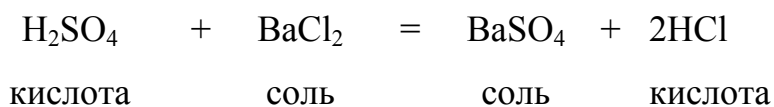


Металлы, которые в ряду электрохимических потенциалов металлов (см. ниже) расположены слева от водорода, взаимодействуют с кислотами (кроме кислот-окислителей: HNO_3 и конц. H_2SO_4) с выделением водорода. Металлы, которые расположены справа от водорода никогда не вытесняют его из растворов кислот.

Ряд электрохимических потенциалов металлов:

Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Au.

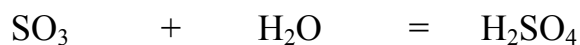
4) с солями:



Получение кислот

Кислоты можно получить при взаимодействии:

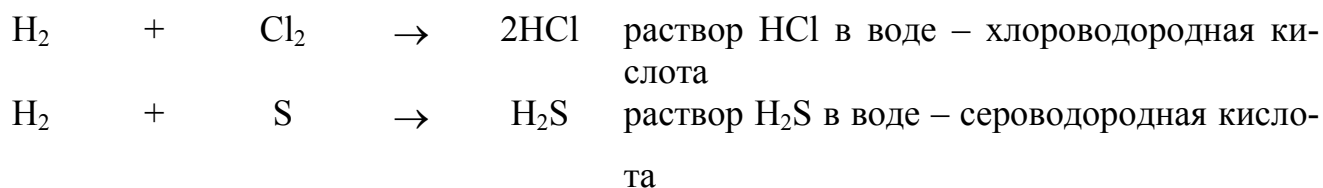
1) кислотных оксидов с водой:



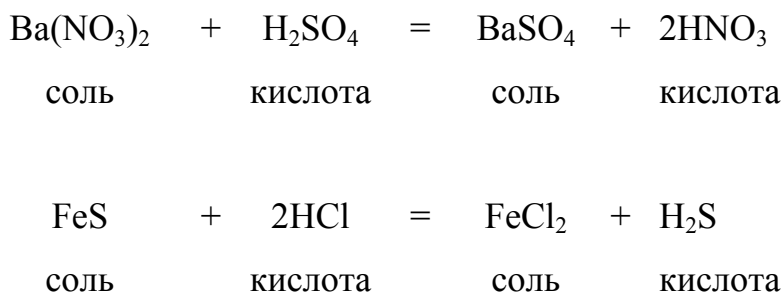
кислотный
оксид

кислота

2) при растворении в воде продуктов соединения неметаллов с водородом:



3) при действии на соли других (более сильных) кислот:



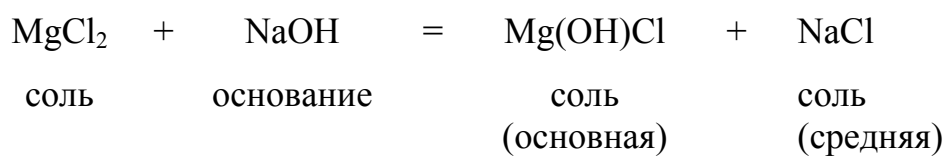
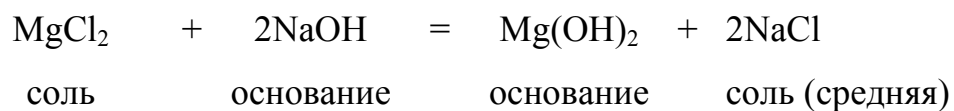
Контрольные вопросы и задания

1. Напишите формулы оксидов, которые соответствуют кислотам: H_3PO_4 , H_2SO_3 , $HMnO_4$, H_2CO_3 .
2. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно получить: а) серную кислоту; б) угольную кислоту; в) кремниевую кислоту.
3. Какие металлы могут взаимодействовать с хлороводородной кислотой: K , Hg , Al , Cu , Ag ? Напишите уравнения реакций.
4. Напишите уравнения следующих превращений: а) $P \rightarrow H_3PO_4$; б) $S \rightarrow H_2SO_4$.
5. Напишите уравнения реакций между веществами: а) серная кислота и хлорид алюминия; б) гидроксид натрия и азотная кислота; в) серная кислота и оксид железа (II).

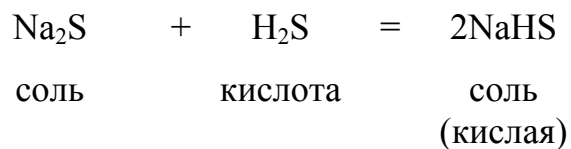
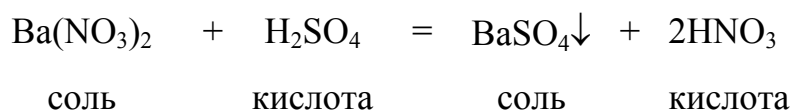
6.8. Свойства и получение солей

Соли взаимодействуют:

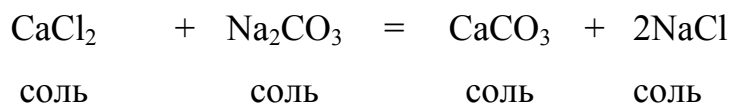
1) со щелочами:



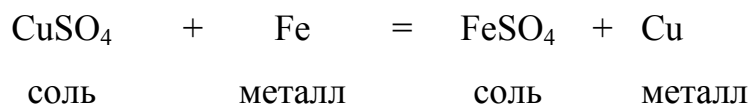
2) с кислотами:



3) с солями:



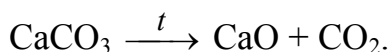
4) с металлами:



Каждый металл может вытеснить из растворов солей все металлы, стоящие в ряду электрохимических потенциалов металлов после него, и не может вытеснить металлы, стоящие перед ним:

$\text{ZnCl}_2 + \text{Cu} \not\rightarrow$ реакция не идет.

5) При нагревании некоторые соли разлагаются:



Получение солей.

Соли получают при взаимодействии:

1) металла с неметаллом: $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$;

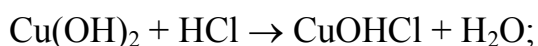
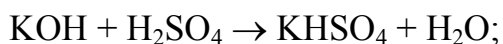
2) металла с кислотой: $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$;

3) металла с солью: $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$;

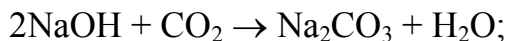
4) основного оксида с кислотой: $\text{CaO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;

5) основного оксида с кислотным оксидом: $\text{MgO} + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{MgSiO}_3$;

6) основания с кислотой: $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$;



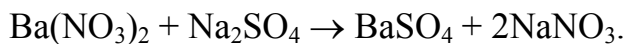
7) основания с кислотным оксидом: $\text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{NaHCO}_3$;



8) щёлочи с солью: $2\text{NaOH} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{NaCl}$;

9) кислоты с солью: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$;

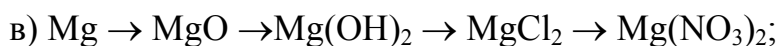
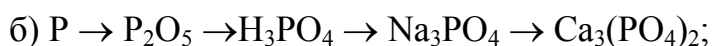
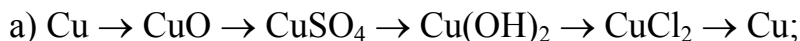
10) при взаимодействии солей между собой:



Контрольные вопросы и задания

1. Напишите уравнения реакций между веществами: а) алюминий и серная кислота; б) хлорид натрия и нитрат серебра; в) серная кислота и гидроксид натрия.

2. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



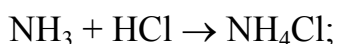
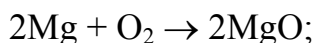
7. Химические реакции и закономерности их протекания

7.1. Классификация химических реакций

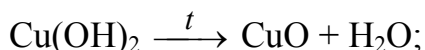
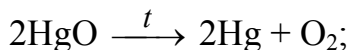
Химические реакции классифицируют по различным признакам.

1. По количеству и составу исходных веществ и продуктов реакции различают:

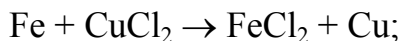
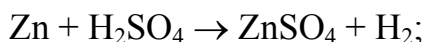
- **реакции присоединения**, при которых из двух или нескольких веществ образуется одно новое вещество:



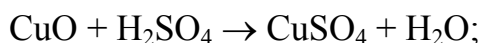
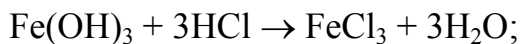
- **реакции разложения**, при которых из одного вещества образуется несколько новых:



- **реакции замещения**, при которых простое вещество замещает составную часть сложного вещества и в результате образуется новое простое и новое сложное вещество:

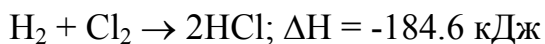


- **реакции обмена**, при которых молекулы сложных веществ обмениваются составными частями:

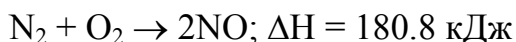


2. По тепловым эффектам различают реакции:

- **экзотермические** – это реакции, которые сопровождаются выделением тепла:

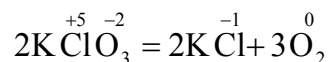


- **эндотермические** – реакции, которые сопровождаются поглощением тепла:

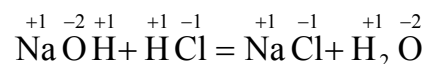


3. По степени окисления различают:

- **окислительно-восстановительные реакции** – это реакции, при протекании которых изменяются степени окисления отдельных элементов:

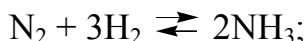


- **неокислительно-восстановительные реакции** протекают без изменения степеней окисления:

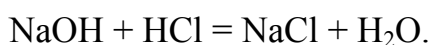
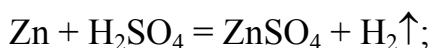
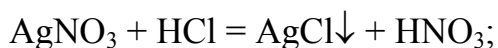


4. По обратимости различают:

- **обратимые реакции** – это реакции, которые при одних и тех же условиях одновременно протекают в двух противоположных направлениях (\rightarrow прямая реакция, \leftarrow обратная реакция, \rightleftharpoons обратимая реакция):

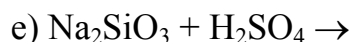
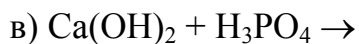
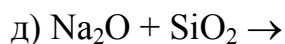
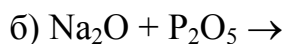
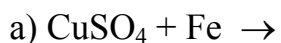


- **необратимые реакции** – это реакции, при протекании которых один из продуктов реакции выделяется в виде осадка, газа или воды:



Контрольные вопросы и задания

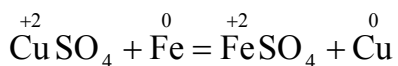
1. Какие Вы знаете типы химических реакций?
2. Приведите пример реакции: а) соединения; б) замещения; в) разложения; г) обмена.
3. Закончите уравнения следующих реакций и определите, к какому типу относится каждая из них:



7.2. Окислительно-восстановительные реакции

Реакции, которые происходят с изменением степени окисления атомов, которые входят в состав реагирующих веществ, называются **окислительно-восстановительными**.

Например, в реакции



медь и железо изменяют свои степени окисления: степень окисления меди понижается от +2 до 0, степень окисления железа повышается от 0 до +2.

Ион меди (II) присоединяет два электрона – восстанавливается:



Атом железа отдает два электрона – окисляется:



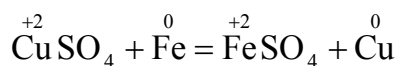
Процесс восстановления – это процесс присоединения электронов, который сопровождается понижением степени окисления элемента.

Окислители – это вещества, в состав молекул которых входят атомы, способные присоединять электроны, т. е. понижать свою степень окисления.

Процесс окисления – это процесс отдачи электронов, который сопровождается повышением степени окисления элемента.

Восстановители – это вещества, в состав молекул которых входят атомы, способные отдавать электроны, т. е. повышать свою степень окисления.

В реакции



CuSO_4 – окислитель, а Fe – восстановитель.

Восстановителями являются металлы, водород, уголь, оксид углерода (II) – CO , сероводород – H_2S , сернистая кислота – H_2SO_3 и ее соли, галогеноводородные кислоты и их соли, катионы металлов в низших степенях окисления: SnCl_2 , FeCl_2 , MnCl_2 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, аммиак – NH_3 .

Окислителями являются галогены – Cl_2 , Br_2 , I_2 , кислород – O_2 , соединения, в состав которых входят атомы элементов в высоких степенях окисления: $\overset{+7}{\text{KMnO}_4}$, $\overset{+6}{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}$, $\overset{+5}{\text{HNO}_3}$, $\overset{+7}{\text{HClO}_4}$.

Правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.

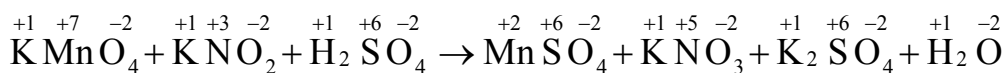
Процесс окисления всегда сопровождается процессом восстановления. Поэтому в уравнениях окислительно-восстановительных реакций необходимо уравнивать количество отданных и присоединенных электронов соответствующими коэффициентами.

Составляя уравнение окислительно-восстановительной реакции, необходимо:

1) записать схему реакции:



2) определить степени окисления атомов элементов до реакции и после нее; выделить элементы, степень окисления которых изменяется:

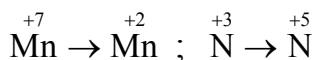


Степень окисления изменяют: Mn от +7 до +2 и N от +3 до +5.

Степень окисления марганца в ходе реакции понижается, азота – повышается.

Следовательно, $\overset{+7}{\text{Mn}}$ или KMnO_4 – окислитель, а $\overset{+3}{\text{N}}$ или HNO_2 – восстановитель.

В ходе реакции происходят такие превращения:

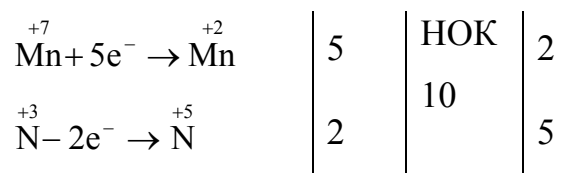


3) Составить электронные уравнения процессов окисления и восстановления, определяя число электронов, приобретенных окислителем и отданных восстановителем. При этом должен соблюдаться закон сохранения числа атомов и заряда в каждой полуреакции.



4) Составить уравнения электронного баланса:

уравнять число отданных и принятых электронов, подобрав наименьшее общее кратное (НОК) и дополнительные множители для каждого из электронных уравнений:



Для первого уравнения таким множителем будет 2, для второго – 5. Полученные множители являются коэффициентами. Переносим их в схему реакции.

5) Расставить коэффициенты в уравнении реакции.

Перед формулами соединений, которые содержат $\overset{+7}{\text{Mn}}$ и $\overset{+2}{\text{Mn}}$, должен стоять коэффициент 2; перед формулами веществ, которые содержат $\overset{+3}{\text{N}}$ и $\overset{+5}{\text{N}}$ – коэффициент 5.



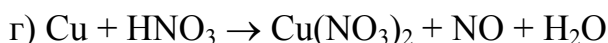
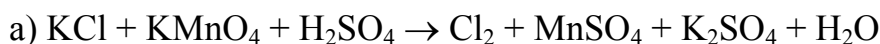
6) Уравнять числа атомов тех элементов, которые не изменяют своей степени окисления при протекании реакции.



7) Провести проверку.

Контрольные вопросы и задания

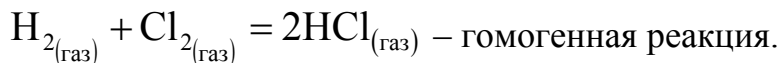
1. Какой процесс называется: а) окислением; б) восстановлением?
2. Какие вещества называют: а) окислителями; б) восстановителями? Приведите примеры.
3. Расставьте коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций. Укажите окислитель и восстановитель:



7.3. Скорость химических реакций

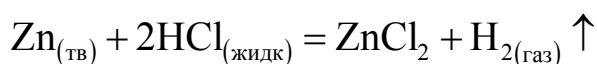
Раздел химии, который изучает скорость протекания химических реакций, называется **химической кинетикой**. Химическая кинетика изучает как гомогенные, так и

гетерогенные реакции. **Гомогенными** называются реакции, которые протекают в однородной среде (гомогенной системе) – между веществами, находящимися в одной фазе. Например:



Гетерогенными называются реакции, которые протекают в неоднородной среде (гетерогенной системе) – между веществами, находящимися в разных фазах.

Например:



Гомогенная реакция протекает во всем объеме системы. В случае гетерогенной реакции химическое взаимодействие происходит только на границе раздела фаз.

Скорость химической реакции определяется изменением молярной концентрации одного из реагирующих веществ за единицу времени.

$$v = \pm \frac{c_2 - c_1}{\tau_2 - \tau_1} = \pm \frac{\Delta c}{\Delta \tau}$$

v - скорость реакции;

c_1, c_2 - молярные концентрации одного из реагирующих веществ в момент времени τ_1 и τ_2 соответственно (молярная концентрация показывает, сколько молей данного вещества содержится в одном литре раствора).

Скорость химической реакции – величина всегда положительная. Поэтому, если она определяется по исходному веществу (концентрация исходного вещества уменьшается в процессе реакции), то полученное значение умножают на -1 .

Например, для реакции $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$ скорость можно определить так:

$$v = \frac{\Delta c_{\text{C}}}{\Delta \tau} = -\frac{\Delta c_{\text{A}}}{\Delta \tau},$$

где Δc_{C} – изменение концентрации вещества С (продукта реакции);

Δc_{A} – изменение концентрации вещества А (исходного вещества).

Единица измерения концентрации моль/л, время измеряют в секундах, поэтому

для скорости реакции получим единицу измерения моль/(л·с). Скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ, концентрации, температуры, присутствия катализатора, площади соприкосновения реагирующих веществ.

Зависимость скорости химической реакции от концентрации выражается **законом химической кинетики**:

Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам.

Для реакции $aA + bB \rightarrow cC + dD$

$$v = k[A]^a[B]^b$$

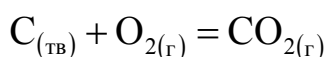
где $[A]$ и $[B]$ – молярные концентрации веществ А и В;

a и b – стехиометрические коэффициенты;

k – константа скорости реакции.

Константа скорости k равна скорости реакции при концентрациях реагирующих веществ, равных 1 моль/л. Она зависит от температуры, природы реагирующих веществ и не зависит от их концентрации.

В случае гетерогенных реакций в выражение скорости реакции входят концентрации только тех веществ, которые находятся в газовой фазе или в растворе. Например, для реакции



$$v = k[O_2]$$

Увеличение температуры приводит к увеличению скорости химической реакции.

Правило Вант – Гоффа: при повышении температуры на каждые 10^0C скорость реакции возрастает в 2-4 раза.

При увеличении температуры от t_1 до t_2 изменение скорости можно рассчитать

по формуле: $\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$,

где V_{t_2} и V_{t_1} – скорости реакции при температурах t_2 и t_1 .

γ – температурный коэффициент данной реакции.

Скорость реакции можно изменить введением в реакционную смесь специальных веществ.

Вещества, которые увеличивают скорость реакции, но сами при этом не изменяются, называются **катализаторами**.

Ингибиторы – вещества, которые замедляют реакцию.

Контрольные вопросы и задания

1. Чем определяется скорость химической реакции? В каких единицах она выражается?
2. Как зависит скорость химической реакции от: а) концентрации; б) температуры?
3. Какие вещества называют катализаторами?
4. Во сколько раз увеличится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$, если: а) концентрацию NO увеличить в 3 раза; б) концентрацию NO и O_2 увеличить в 2 раза?
5. Скорость гомогенной реакции при температуре 10°C равна $2.36 \cdot 10^{-2}$ моль/(л · с). Определить скорость этой реакции при температуре 60°C , если температурный коэффициент скорости реакции $\gamma = 2.3$.

7.4. Химическое равновесие в обратимых реакциях

Обратимые реакции – это химические реакции, которые при одних и тех же условиях одновременно протекают в противоположных направлениях.

Например: $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ (обратимая реакция, \rightleftharpoons)

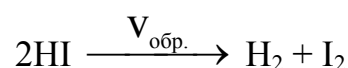
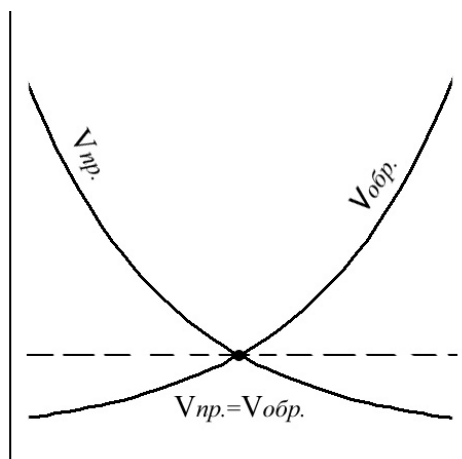
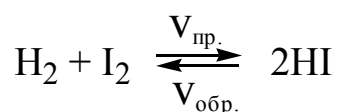
$\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightarrow 2\text{HI}$ (прямая реакция, \rightarrow)

$2\text{HI} \rightarrow \text{H}_2 + \text{I}_2$ (обратная реакция, \leftarrow).

Скорость прямой реакции $v_{\text{пр.}} = k_{\text{пр.}}[\text{H}_2][\text{I}_2]$.

Скорость обратной реакции $v_{\text{обр.}} = k_{\text{обр.}}[\text{HI}]^2$.

Химическое равновесие – это состояние обратимой реакции, при котором скорости прямой и обратной реакций равны ($v_{\text{пр.}} = v_{\text{обр.}}$).



В состоянии равновесия концентрации реагирующих веществ остаются неизменными и называются **равновесными концентрациями**.

Химическое равновесие количественно характеризуется константой равновесия. Константа равновесия K – это отношение констант скоростей прямой и обратной реакций:

$$K = \frac{k_{\text{пр.}}}{k_{\text{обр.}}}$$

Для реакции $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$

$$K = \frac{k_{\text{пр.}}}{k_{\text{обр.}}} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$$

Если реакцию записать в общем виде: $a\text{A} + b\text{B} \rightleftharpoons c\text{C} + d\text{D}$

то
$$K = \frac{k_{\text{пр.}}}{k_{\text{обр.}}} = \frac{[\text{C}]^c [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b}, \text{ где } [\text{A}], [\text{B}], [\text{C}], [\text{D}] - \text{равновесные концентрации}$$

компонентов.

Константа равновесия зависит от температуры и природы реагирующих веществ и не зависит от их концентрации. Чем больше константа, тем больше равновесие смещается в сторону образования продуктов прямой реакции.

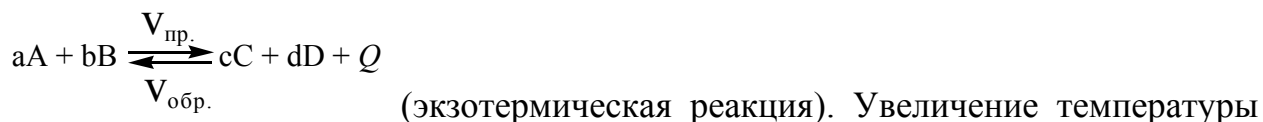
Способы смещения равновесия

Принцип Ле Шателье. Если на систему, которая находится в состоянии равновесия, производится внешнее воздействие (изменяется концентрация, температура, давление), то равновесие смещается в сторону той реакции (прямой или обратной), которая ослабляет это воздействие.

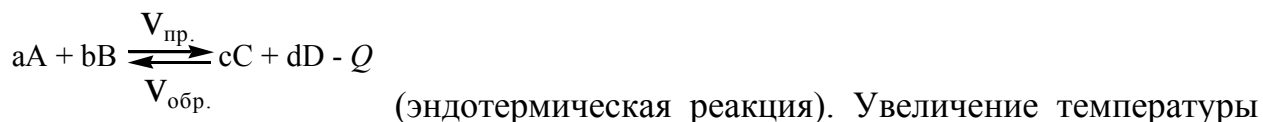
Влияние концентрации. Увеличение концентрации исходных веществ смещает равновесие в сторону той реакции, которая приведет к уменьшению этих концентраций (в сторону прямой реакции).

Для реакции $a\text{A} + b\text{B} \rightleftharpoons c\text{C} + d\text{D}$ при увеличении концентрации исходных веществ $[\text{A}]$ или $[\text{B}]$ или $[\text{A}]$ и $[\text{B}]$ скорость прямой реакции становится больше скорости обратной реакции ($v_{\text{пр.}} > v_{\text{обр.}}$), и равновесие сместится в сторону продуктов реакции.

Влияние температуры. Увеличение температуры смещает положение равновесия в сторону эндотермической реакции (реакция, протекающая с поглощением теплоты), а понижение температуры – в сторону экзотермической реакции.



приводит к $v_{\text{пр.}} < v_{\text{обр.}}$. Равновесие смещается в сторону исходных веществ.

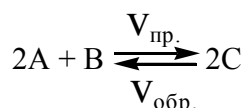


приводит к $v_{\text{пр.}} > v_{\text{обр.}}$. Равновесие смещается в сторону продуктов реакции.

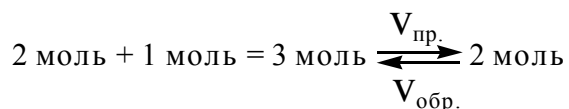
Влияние давления. Изменение давления смещает равновесие системы, если реакция идет между газами, и при этом изменяются объёмы газообразных веществ.

Увеличение давления смещает равновесие системы в сторону образования меньших объёмов, т. е. меньшего числа молекул.

Для реакции



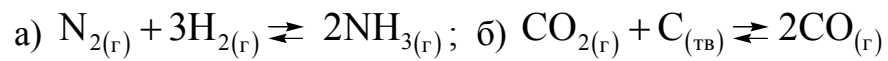
все участники которой являются газами, увеличение давления приводит к $v_{\text{пр.}} > v_{\text{обр.}}$. Равновесие смещается в сторону прямой реакции, т. к. прямая реакция сопровождается уменьшением числа молекул:



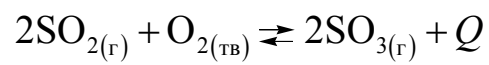
Если в процессе обратимой реакции объёмы (количество молекул) газообразных веществ не изменяется, то изменение давления не влияет на состояние равновесия. Например, в реакции $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$ изменение давления не изменяет состояние равновесия.

Контрольные вопросы и задания

1. Какие реакции называются обратимыми?
2. При каких условиях равновесие обратимой реакции нарушается?
3. Запишите выражение константы равновесия для следующих реакций:



4. В какую сторону сместится равновесие



а) при увеличении концентрации оксида серы (VI);

б) при повышении давления;

в) при понижении температуры.

8. Растворы и электролитическая диссоциация

8.1. Понятие о растворах. Концентрация вещества в растворе

Раствор – это гомогенная система, которая состоит из двух или более компонентов: растворённого вещества и растворителя.

Растворителем считают тот компонент, которого в системе больше.

Раствор, в котором данное вещество больше не растворяется при данной температуре, называют **насыщенным**. Раствор, в котором данное вещество еще может растворяться при данной температуре, называют **ненасыщенным**.

Растворимость вещества при данной температуре определяется массой этого вещества, которая может раствориться в 100 г растворителя, образуя при данной температуре насыщенный раствор.

Основным параметром состояния раствора, кроме температуры и давления, является его состав.

Состав раствора можно выразить долей растворённого вещества или концентрацией.

Массовая доля определяется отношением массы растворённого вещества к массе раствора. Массовую долю выражают в долях единицы или процентах (например, 0.5 или 50%) и обозначают буквой ω (омега).

Например, мы имеем раствор сахара в воде. Сахар – растворённое вещество, вода – растворитель. Массу вещества обозначим $m_{\text{в-ва}}$; массу растворителя – $m_{\text{р-ля}}$. Тогда, масса раствора $m_{\text{р-ра}} = m_{\text{в-ва}} + m_{\text{р-ля}}$.

$$\text{Массовая доля вещества: } \omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}}.$$

Массовая доля, выраженная в процентах, показывает, сколько граммов растворенного вещества находится в 100 г раствора. Например, $\omega(\text{NaCl}) = 15\%$. Это означает,

что если $m_{\text{р-ра}} = 100$ г, то масса вещества в этом растворе $m_{\text{в-ва}} = 15$ г.

Концентрация растворённого вещества показывает количество или массу растворённого вещества, содержащееся в единице массы или единице объёма раствора.

Молярная концентрация показывает, сколько молей растворённого вещества содержится в одном литре раствора. Её выражают в молях на литр (моль/л) и обозначают $c(X)$ (X – химическая формула вещества).

$$c(X) = \frac{\nu}{V}; \text{ (моль/л), где}$$

ν – количество вещества X в растворе, моль;
 V – объём раствора, л.

Так как, $\nu = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}}}$, то $c(X) = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} V}; \text{ (моль/л).}$

Пример 1. В воде массой 500 г растворили 40 г вещества NaOH. Плотность полученного раствора $\rho = 1$ г/см³. Рассчитать массовую долю и молярную концентрацию NaOH в растворе.

Дано:

$$m_{\text{р-ля}} = 500 \text{ г}$$

$$m_{\text{в-ва}} (\text{NaOH}) = 40 \text{ г}$$

$$\rho = 1 \text{ г/см}^3$$

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}};$$

$$m_{\text{р-ра}} = m_{\text{в-ва}} + m_{\text{р-ля}} = 40 + 500 = 540 \text{ (г)};$$

$$\omega = \frac{40}{540} = 0.074 = 7.4\%$$

$\omega(\text{NaOH}) - ?;$

$c(\text{NaOH}) - ?$

$$c(\text{NaOH}) = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} V};$$

$$\rho = \frac{m_{\text{р-ра}}}{V_{\text{р-ра}}}; V_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{р-ра}}}{\rho} = \frac{540 \text{ г}}{1 \text{ г/см}^3} = 540 \text{ см}^3 = 0.54 \text{ л}$$

$$M(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ г/моль.}$$

$$c(\text{NaOH}) = \frac{40}{40 \cdot 0.54} = 1.85 \text{ моль/л.}$$

Пример 2. Приготовить раствор хлорида натрия NaCl массой 300 г с массовой долей NaCl 5%.

Дано:

$$m_{\text{р-ра}} = 300 \text{ г}$$

$$\omega(\text{NaCl}) = 0.05$$

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}};$$

$$m_{\text{в-ва}} = \omega \cdot m_{\text{р-ра}} = 0.05 \cdot 300 = 15 \text{ (г)};$$

$$m(\text{NaCl}) - ?;$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ра}} - m_{\text{в-ва}} = 300 - 15 = 285 \text{ (г)}.$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) - ?.$$

Для приготовления данного раствора необходимо взять 15 г NaCl и 285 г воды.

Контрольные вопросы и задания

1. Какие способы выражения состава раствора вы знаете?
2. Определите массу соли, необходимую для приготовления 1 л 5%-ного раствора, плотность которого $\rho = 1.1 \text{ г/мл}$.
3. К раствору массой 200 г с массовой долей вещества 15% добавили 100 г воды. Определите массовую долю вещества в полученном растворе.
4. Смешали 300 г 10%-ного раствора и 400 г 20%-ного раствора одного и того же вещества. Рассчитайте массовую долю этого вещества в полученном растворе.
5. Рассчитайте молярную концентрацию 5%-ного раствора серной кислоты H_2SO_4 . Плотность раствора $\rho = 1.03 \text{ г/см}^3$.

8.2. Электролитическая диссоциация

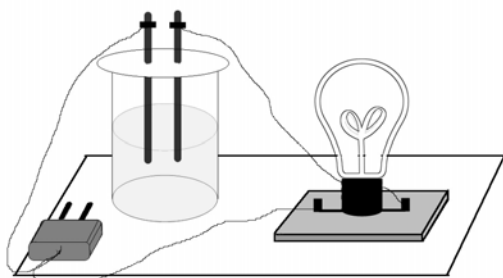


Рис. 2 Прибор для регистрации электрической проводимости раствора.

Хорошо известно, что одни вещества в растворённом состоянии проводят электрический ток, другие в тех же условиях ток не проводят. Это можно наблюдать с помощью прибора, который состоит из угольных электродов, присоединённых проводами к электрической сети. В цепь включена электрическая лампочка, которая

показывает присутствие или отсутствие тока в цепи. Если опустить электроды в раствор сахара, лампочка гореть не будет. Но она будет ярко гореть, если электроды опустить в раствор хлорида натрия (NaCl) и менее ярко – в раствор уксусной кислоты (CH_3COOH).

Вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток, называют **электролитами**.

Неэлектролиты – это вещества, растворы или расплавы которых не проводят электрический ток.

Электрический ток могут переносить только заряженные частицы. Это означает, что в растворах электролитов находятся положительно заряженные и отрицательно заряженные частицы – **ионы**. Положительно заряженные частицы перемещаются к отрицательному электроду и называются **катионами** (H^+ – катион водорода, Na^+ – катион натрия). Отрицательно заряженные частицы перемещаются к положительно заряженному электроду и называются **анионами** (Cl^- – анион хлора). Ионы в растворе возникают в результате процесса электролитической диссоциации.

Электролитическая диссоциация – это процесс распада молекул электролита

на ионы под влиянием полярных молекул растворителя.

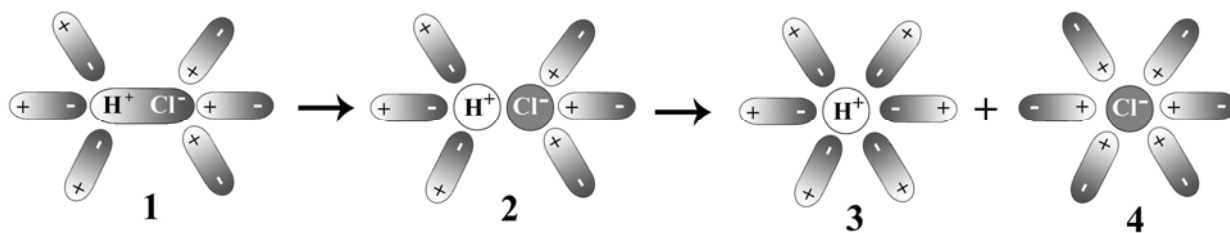


Рис. 3 Схема электролитической диссоциации хлороводорода HCl в водном растворе.

1 – полярная молекула HCl ;

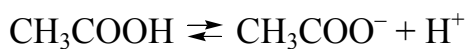
2 – превращение полярной молекулы HCl в ионы;

3 – гидратированный катион (катион, окружённый молекулами воды);

4 – гидратированный анион (анион, окружённый молекулами воды);

 – полярная молекула воды.

Диссоциация – процесс обратимый. Для него можно записать выражение константы равновесия, которая в этом случае называется **константой диссоциации**:



$$K_{\text{д}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Количественной мерой процесса диссоциации является степень диссоциации α (альфа).

Степень диссоциации показывает долю молекул, которые распались на ионы, и определяется отношением количества молекул, которые продиссоциировали на ионы (n), к общему числу молекул электролита в растворе (N):

$$\alpha = \frac{n}{N}.$$

α может принимать значения от 0 до 1 (или от 0 до 100%).

По способности к диссоциации электролиты делят на сильные ($\alpha > 30\%$ в растворах с $c(\text{X}) = 0.1$ моль/л) и слабые ($\alpha < 3\%$ в растворах с $c(\text{X}) = 0.1$ моль/л).

Сильные электролиты в водных растворах полностью распадаются на ионы:



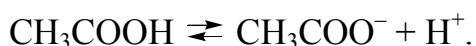
К сильным электролитам относят:

кислоты – H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr , HI , HClO_4 ;

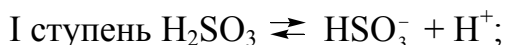
гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов (NaOH , KOH , Ca(OH)_2 , Ba(OH)_2 и др.);

соли (хорошо растворимые).

Диссоциация кислот: $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$;



Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:

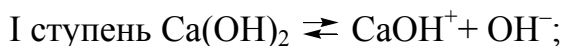


Все кислоты при диссоциации дают **одинаковый катион – катион водорода H^+** и анион кислотного остатка.

Диссоциация оснований: $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$;

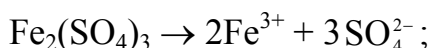


Многокислотные основания диссоциируют ступенчато:



Все основания дают **одинаковый анион – гидроксид-ион OH^-** .

Диссоциация солей: $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$;



Соли при диссоциации образуют катион остатка основания и анион кислотного остатка.

Контрольные вопросы и задания

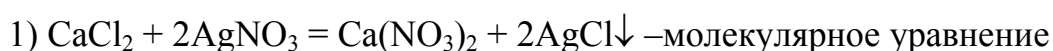
1. Какой процесс называют электролитической диссоциацией?
2. Какие вещества называют электролитами?
3. Напишите уравнение электролитической диссоциации следующих электролитов в растворах: а) сульфата натрия; б) нитрата алюминия; в) хлорида гидроксомеди (II); г) бромоводородной кислоты; д) гидрокарбоната кальция.
4. Напишите формулы соединений, которые при растворении в воде диссоциируют на ионы: а) Al^{3+} и SO_4^{2-} ; б) Mg^{2+} и Cl^- ; в) K^+ и CO_3^{2-} ; г) Ca^{2+} и OH^- ; д) H^+ и NO_3^- .

8.3. Ионные реакции

В водных растворах электролиты существуют обычно в виде ионов. Поэтому, реакции в растворах электролитов – это реакции между ионами. Их можно изображать молекулярными и ионными уравнениями. При составлении ионных уравнений нужно помнить, что нерастворимые вещества (осадки), газы и малодиссоциированные вещества изображают в молекулярной форме, а хорошо диссоциированные вещества (сильные электролиты) – в ионной форме. Образование осадков отмечают знаком "стрелка вниз" (\downarrow), образование газов – знаком "стрелка вверх" (\uparrow). Реакции, в результате которых образуются осадки, газы или малодиссоциированные вещества протекают до конца, т.е. являются **необратимыми**.

Чтобы записать сокращенное (краткое) ионное уравнение, необходимо исключить ионы, которые не участвуют в реакции.

Например:



$\text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Ag}^+ + 2\text{NO}_3^- = \text{Ca}^{2+} + 2\text{NO}_3^- + 2\text{AgCl}\downarrow$ – полное ионное уравнение

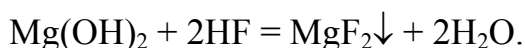
$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$ – сокращенное ионное уравнение;

2) $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ – молекулярное уравнение

$2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} = 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$ – полное ионное уравнение

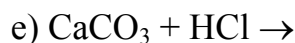
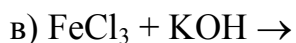
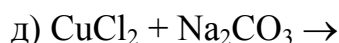
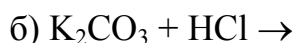
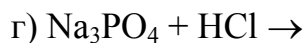
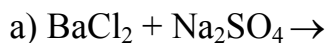
$2\text{OH}^- + 2\text{H}^+ = 2\text{H}_2\text{O}$ – сокращенное ионное уравнение.

Если в реакции не участвуют электролиты, то ионный вид уравнения отсутствует:



Контрольные вопросы и задания

Составить молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения:



8.4. Водородный показатель (pH)

Вода – очень слабый электролит. Степень диссоциации воды при 22 °С $\alpha = 1.8 \cdot 10^{-9}$. Поэтому, в водном растворе всегда присутствуют катионы водорода H^+ и анионы гидроксид-иона OH^- , которые образуются в результате обратимой диссоциации:



Для этого равновесного процесса можно записать выражение для константы равновесия (константы диссоциации):

$$K_{\text{д}}(\text{H}_2\text{O}) = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]};$$

$K_d(\text{H}_2\text{O})$ – константа диссоциации воды, равная $1.8 \cdot 10^{-16}$.

$[\text{H}^+]$, $[\text{OH}^-]$ – молярные концентрации ионов H^+ и OH^- ;

$[\text{H}_2\text{O}]$ – молярная концентрация недиссоциированных молекул воды.

Концентрацию недиссоциированных молекул воды можно считать постоянной, так как вода очень слабо диссоциирует на ионы. Ее можно рассчитать:

$$c(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M \cdot V(\text{H}_2\text{O})} \text{ моль/л.}$$

Объём воды $V = 1$ л. Масса 1 л воды $m(\text{H}_2\text{O}) = 1000$ г. $M(\text{H}_2\text{O}) = 18$ г/моль.

$$c(\text{H}_2\text{O}) = [\text{H}_2\text{O}] = \frac{1000}{18 \cdot 1} = 55.56 \text{ моль/л.}$$

Тогда получим:

$$1.8 \cdot 10^{-16} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{55.56}$$

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}.$$

Произведение концентраций ионов H^+ и OH^- является при данной температуре постоянной величиной и называется **ионным произведением воды** (K_w). При 25°C $K_w = 10^{-14}$.

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}.$$

Любой водный раствор кислоты, щелочи или соли содержит ионы водорода и гидроксид-ионы. Концентрация ионов H^+ определяет **кислотность** раствора (среды), а концентрация ионов OH^- определяет **щёлочность** раствора. В кислых растворах преобладают ионы H^+ , в щелочных – ионы OH^- , но произведение их концентраций в любых водных растворах остается постоянным.

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}, \text{ если } [\text{H}^+] = [\text{OH}^-], \text{ то } [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}.$$

Растворы, в которых $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л называются **нейтральными**.

Если к нейтральному раствору (чистая вода) добавить кислоту, то концентрация ионов $[\text{H}^+]$ увеличится (станет больше, чем 10^{-7} моль/л), а концентрация ионов OH^-

уменьшится.

Например, если $[H^+] = 10^{-5}$ моль/л, а $[H^+][OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$, то $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9}$ моль/л.

Растворы, в которых $[H^+] > [OH^-]$ называют **кислыми** ($[H^+] > 10^{-7}$). Растворы, в которых концентрация $[H^+] < [OH^-]$ ($[H^+] < 10^{-7}$) называют **щелочными**.

Пользоваться на практике такими цифрами неудобно, поэтому для количественной характеристики кислотности среды используют так называемый **водородный показатель pH** ("пэ аш", от латинского "pundus hydrogenium" – "вес водорода").

Водородный показатель pH – это отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода:

$$pH = -\lg[H^+].$$

Аналогично $pOH = -\lg[OH^-]$.

Если $[H^+] = 10^{-7}$ моль/л, то $pH = -\lg 10^{-7} = 7$ – среда нейтральная.

Если $[H^+] > 10^{-7}$ моль/л (10^{-6} , 10^{-5} , 10^{-4} ...), то $pH < 7$ (6, 5, 4 ...) – среда кислая.

Если $[H^+] < 10^{-7}$ моль/л (10^{-8} , 10^{-9} , 10^{-10} ...), то $pH > 7$ (8, 9, 10 ...) – среда щелочная.

Так как $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$

$$\lg[H^+] + \lg[OH^-] = -14$$

$$pH + pOH = 14$$



Кислотность раствора можно определить с помощью индикаторов.

Индикаторы – это вещества, которые изменяют свой цвет в зависимости от pH раствора. Переход одного цвета индикатора в другой происходит в определенном интервале значений pH. Чаще всего в лабораторной практике используют такие индикаторы: лакмус, фенолфталеин, метиловый оранжевый.

	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	
лакмус	красный								синий							
фенолфталеин	бесцветный										розовый					
метиловый оранжевый	красный				желтый											

Контрольные вопросы и задания

1. Что определяет: а) кислотность раствора; б) щёлочность раствора?
2. Что называется ионным произведением воды и от чего оно зависит?
3. Что такое водородный показатель?
4. Какой цвет имеют фенолфталеин и метиловый оранжевый в растворе:
 - а) NaOH, если $c(\text{NaOH}) = 0,001$ моль/л; б) HCl, если $c(\text{HCl}) = 0,001$ моль/л;
 - в) чистая вода?

8.5. Гидролиз солей

В чистой воде среда нейтральная ($\text{pH} = 7$), водные растворы кислот имеют кислую реакцию ($\text{pH} < 7$), а водные растворы щелочей – щелочную ($\text{pH} > 7$). Практика показывает, что не только растворы кислот и оснований, но и растворы солей могут иметь щелочную или кислую реакцию. Причиной этого является гидролиз солей. В водных растворах соли полностью диссоциируют на катионы и анионы:



соль катион анион

Кроме этих ионов в водном растворе всегда присутствуют ионы водорода и гидроксид-ионы, образующиеся вследствие диссоциации воды:



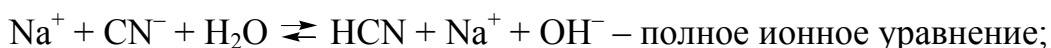
Если ионы воды H^+ и OH^- при взаимодействии с ионами соли K^+ и A^- образуют малодиссоциированное соединение, то идет гидролиз соли.

Гидролиз солей – это обменная реакция соли с водой, в результате которой образуется слабый электролит.

Все соли в зависимости от природы образующих ее катиона и аниона можно разделить на четыре группы.

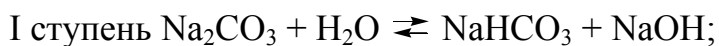
1. Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой. Реакция среды щелочная ($\text{pH} > 7$).

Например, соль цианид натрия NaCN образована сильным основанием NaOH и слабой кислотой HCN . При диссоциации соли ($\text{NaCN} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{CN}^-$) образуется анион CN^- , который с ионом H^+ , образовавшимся в результате диссоциации воды ($\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$), образуют слабый электролит HCN . Уравнения гидролиза соли NaCN записываем следующим образом:



Гидролиз идет по аниону, $\text{pH} > 7$.

Если соль образована сильным основанием и слабой многоосновной кислотой, гидролиз может проходить ступенчато. Однако, как правило, на практике он идет только по первой ступени, т.е. с участием **одной** молекулы воды:



II ступень $\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaOH}$;

$\text{Na}^+ + \text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Na}^+ + \text{OH}^-$;

$\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$; $\text{pH} > 7$.

Чтобы гидролиз прошел полностью (по I и по II ступени), как правило, увеличивают температуру.

2. Соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой. Реакция среды кислая ($\text{pH} < 7$).

Соль NH_4Cl образована слабым основанием NH_4OH (гидроксид аммония) и сильной кислотой HCl . При диссоциации соли ($\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$) образуется ион аммония NH_4^+ , который с ионом OH^- , образовавшимся в результате диссоциации воды, образует слабый электролит NH_4OH . Идет гидролиз соли:

$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}$;

$\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$;

$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$.

Гидролиз идет по катиону, $\text{pH} < 7$

Если соль образована слабым многокислотным основанием и сильной кислотой, гидролиз может проходить ступенчато. Однако, как правило, на практике он идет только по первой ступени, т.е. с участием **одной** молекулы воды:

I ступень $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{FeOHCl}_2 + \text{HCl}$;

$\text{Fe}^{3+} + 3\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{FeOH}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$;

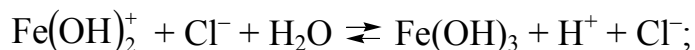
$\text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{FeOH}^{2+} + \text{H}^+$; $\text{pH} < 7$.

II ступень $\text{FeOHCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Fe(OH)}_2\text{Cl} + \text{HCl}$;

$\text{FeOH}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Fe(OH)}_2^+ + \text{Cl}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$;

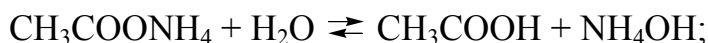
$\text{FeOH}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Fe(OH)}_2^+ + \text{H}^+$; $\text{pH} < 7$.

III ступень $\text{Fe(OH)}_2\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Fe(OH)}_3 + \text{HCl}$;



3. Соль образована слабым основанием и слабой кислотой.

Соль ацетат аммония $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ образована слабым основанием NH_4OH и слабой уксусной кислотой CH_3COOH . Ионы CH_3COO^- и NH_4^+ , образовавшиеся при диссоциации соли ($\text{CH}_3\text{COONH}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{NH}_4^+$) с ионами воды H^+ и OH^- образуют слабые электролиты CH_3COOH (уксусная кислота) и NH_4OH (гидроксид аммония). Соль подвергается гидролизу:



Значение pH среды в этом случае зависит от относительной силы образующихся кислоты и основания. Так как $K_{\text{д}}(\text{CH}_3\text{COOH}) \approx K_{\text{д}}(\text{NH}_4\text{OH})$, то раствор ацетата аммония имеет нейтральную реакцию.

4. Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются, pH среды не изменяется (pH = 7).

Соль хлорид натрия NaCl образована сильным основанием NaOH и сильной кислотой HCl . Образовавшиеся при диссоциации ионы Na^+ и Cl^- не образуют с ионами воды слабого электролита. Гидролиз не идет.

Контрольные вопросы и задания

1. Какой процесс называют гидролизом?
2. Составьте уравнения гидролиза следующих солей, укажите pH среды: а) сульфида натрия; б) хлорида меди (II); в) нитрата алюминия; г) фосфата натрия; д) карбоната калия; е) хлорида цинка.

9. Гальванические элементы

Гальванический элемент – это устройство, в котором энергия химической реакции превращается в электрическую. Гальванические элементы служат источниками постоянного тока. В качестве примера рассмотрим медно-цинковый гальванический элемент. Он состоит из двух электродов – цинкового и медного, погруженных в растворы солей $ZnSO_4$ и $CuSO_4$.

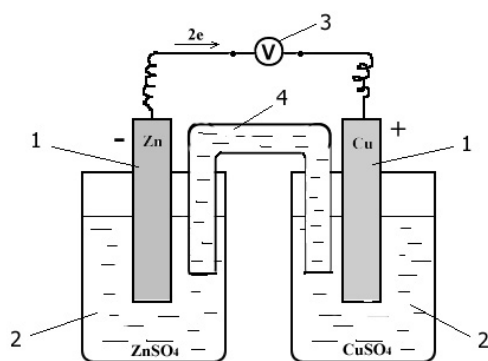


Рис. 4. Схема медно-цинкового гальванического элемента:

- 1 – электроды;
- 2 – растворы электролитов;
- 3 – гальванометр;
- 4 – "солевой мостик".

Сосуды с растворами соединены "солевым мостиком" (изогнутая стеклянная трубка, заполненная обычно раствором KCl или NH_4NO_3). В замкнутом гальваническом элементе происходит взаимодействие между металлом (Zn) и раствором соли другого металла ($CuSO_4$), которые не соприкасаются друг с другом. Почему это происходит?

На границе между металлом и раствором его соли возникает скачок потенциала, который называют **электродным потенциалом металла**.

Его определяют относительно нормального водородного электрода, потенциал которого принимают равным нулю. Измеряя электродные потенциалы металлов при стандартных условиях φ^0 ($t = 25^\circ C$, $p = 1.013 \cdot 10^5$ Па), получим **ряд стандартных потенциалов металлов (ряд напряжений)**:

	Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Ni	Sn	Pb
$\varphi^0, В$	-3.04	-2.92	-2.87	-2.71	-2.36	-1.66	-1.18	-0.76	-0.74	-0.44	-0.40	-0.25	-0.14	-0.13

	H	Cu	Ag	Hg	Au
$\varphi^0, В$	0	0.34	0.80	0.85	1.50

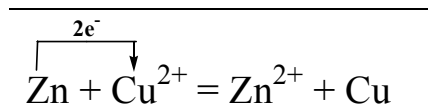
Электрохимический ряд стандартных электродных потенциалов металлов характеризует их окислительно-восстановительные свойства **только в водных растворах**.

С увеличением значения φ^0 восстановительная способность металлов уменьшается, т.е. металлические свойства (способность отдавать электроны) проявляются слабее.

В гальваническом элементе обязательно есть два электрода: анод и катод. Анодом будет тот электрод, потенциал которого меньше. На нем идет процесс окисления, при этом металл-восстановитель растворяется. Катод – металл с более высоким значением потенциала. На нем идет процесс восстановления.

Электроны движутся от анода к катоду.

В медно-цинковом гальваническом элементе цинк является анодом ($\varphi^0 = -0,76$ В), а медь ($\varphi^0 = 0,34$ В) – катодом. Процесс взаимодействия цинка с сульфатом меди $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$ состоит из двух процессов, протекающих одновременно, – окисления цинка (анодный процесс) и восстановления ионов меди (II) (катодный процесс):



Электродвижущая сила E (ЭДС) гальванического элемента равна разности потенциалов его электродов: $E = \varphi_{(\text{катода})} - \varphi_{(\text{анода})}$.

Схему гальванического элемента можно записать следующим образом:



Первым записывают металл, который является анодом. Затем раствор хорошо растворимой соли этого металла. Между ними ставят одну вертикальную черту (гра-

ница раздела). Границу между двумя растворами обозначают двумя вертикальными линиями.

Потенциал электрода φ рассчитывают по уравнению Нернста:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0.059}{z} \lg[\text{Me}^{z+}], \text{ где}$$

φ^0 – стандартный электродный потенциал;

z – количество электронов, участвующих в окислительно-восстановительном процессе;

$[\text{Me}^{z+}]$ – концентрация ионов металла.

Контрольные вопросы и задания

1. Что называют гальваническим элементом?
2. Из чего состоит гальванический элемент?
3. Записать схему гальванического элемента, состоящего из свинцового и цинкового электродов, опущенных в растворы соответствующих солей.

10. Электролиз

Электролиз – это окислительно-восстановительный процесс, который происходит на электродах при пропускании электрического тока через расплав или раствор электролита.

Если в раствор или расплав электролита опустить два электрода и подсоединить их к источнику постоянного тока, то движение ионов станет направленным: положительные ионы (катионы) будут двигаться к катоду, который имеет отрицательный потенциал, отрицательные ионы (анионы) – к аноду, который имеет положительный потенциал. Катионы у катода присоединяют электроны (восстанавливаются), превращаясь в нейтральные атомы. **На катоде идет процесс восстановления.** Анионы у анода отдают электроны (окисляются). **На аноде идет процесс окисления.** Процесс вос-

становления катионов на катоде называют **катодным процессом**. Процесс окисления анионов, который происходит на аноде, называют **анодным процессом**. При этом на электродах и в растворе химические реакции осуществляются с помощью электрического тока.

Процесс электролиза не может происходить самопроизвольно, для его проведения необходима энергия электрического тока, который подводят извне. При работе гальванического элемента, наоборот, энергия химической реакции, которая протекает в нем самопроизвольно, превращается в электрическую энергию. Поэтому электроды при проведении электролиза имеют противоположные знаки зарядов по сравнению с гальваническим элементом: **при электролизе катод заряжен отрицательно, а анод – положительно**.

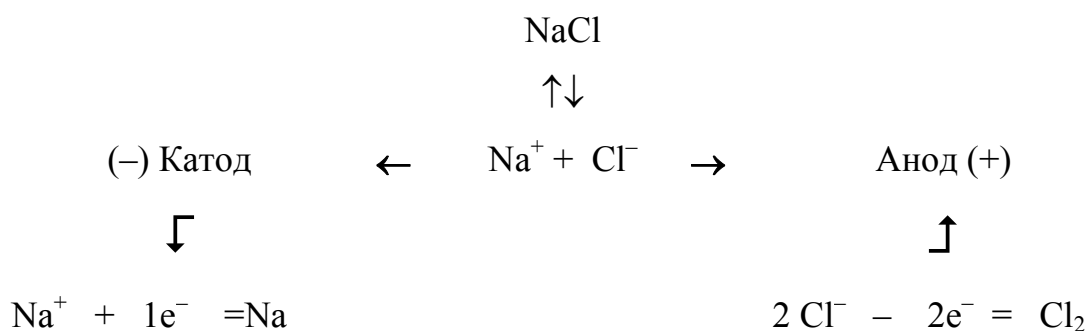
Рассмотрим процессы, которые протекают при пропускании электрического тока через расплав хлорида натрия NaCl. Катионы натрия Na^+ перемещаются к отрицательно заряженному электроду (катоде), где восстанавливаются, взаимодействуя с электронами, которые поступают по внешней цепи:



Анионы хлора Cl^- перемещаются к положительно заряженному электроду (аноду), где окисляются, отдавая электроны:



Схема электролиза расплава хлорида натрия:





При электролизе водных растворов электролитов кроме ионов электролита в водном растворе есть ионы H^+ и OH^- – продукты диссоциации воды. Если в растворе одновременно находятся несколько ионов, то катодный и анодный процессы происходят в определённой последовательности: среди катионов первым восстанавливается тот, потенциал которого больше, а среди анионов первым окисляется тот, потенциал которого меньше.

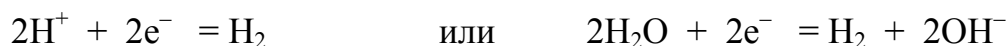
Процессы, протекающие на катоде

При электролизе водных растворов солей металлов, которые в ряду стандартных электродных потенциалов расположены после водорода, на катоде выделяется металл:



При электролизе водных растворов солей металлов, которые в ряду стандартных электродных потенциалов расположены до марганца

Mn (Li , Na , K , Rb , Cs , Ca , Sr , Ba , Mg , Al), на катоде выделяется водород:



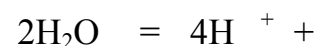
При электролизе водных растворов солей металлов, которые в ряду стандартных электродных потенциалов расположены между алюминием и водородом, на катоде одновременно выделяются металл и водород.

Процессы, протекающие на аноде

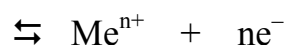
Аноды бывают нерастворимые и растворимые. Нерастворимые аноды изготовлены обычно из угля или платины. Их называют еще инертными. Растворимые – из цинка, меди, никеля и других металлов. При электролизе с инертным анодом на нем происходит окисление анионов кислот или гидроксид – ионов. Так, при электролизе водных растворов солей бескислородных кислот (HCl, HBr, HI, HSCN, H₂S и других) у нерастворимого анода окисляются анионы этих кислот:



При электролизе водных растворов солей кислородсодержащих кислот (HNO₃, H₂SO₄, H₃PO₄) у инертного анода выделяется кислород:



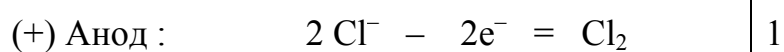
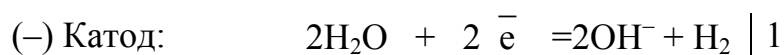
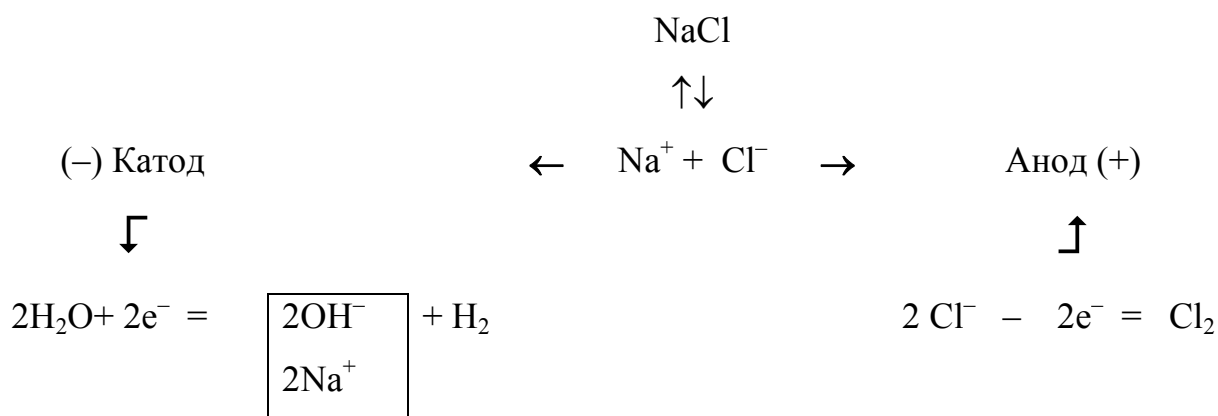
При электролизе водных растворов солей с растворимым анодом он сам окисляется, то есть отдает электроны во внешнюю цепь:

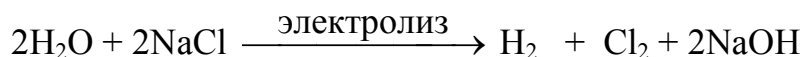


Ионы металла Me^{n+} переходят в раствор, анод растворяется.

Пример. Составить схему электролиза водного раствора хлорида натрия NaCl.

Решение:





Электролиз используют для получения наиболее активных металлов (Na, K, Ca, Mg, Al) и неметаллов (H₂, F₂, Cl₂, O₂); щелочей KOH и NaOH. С помощью электролиза очищают металлы, покрывают один металл слоем другого металла. Электролиз используют для снятия точных копий с рельефных изделий (гальванопластика).

Контрольные вопросы и задания

1. Что называют электролизом?
2. Какой процесс называют: а) катодным; б) анодным?
3. Какие процессы происходят на катоде и на аноде при электролизе раствора:
а) нитрата меди (II); б) хлорида калия; в) сульфата никеля (II); г) сульфата натрия?
4. Какой металл будет выделяться на катоде при электролизе раствора, содержащего ионы цинка (Zn²⁺), свинца (Pb²⁺) и железа (Fe²⁺)?
5. Где применяется электролиз на практике?

Литература

1. Капустян А.И., Табенская Т.В. Химия для студентов – иностранцев подготовительных факультетов вузов. – М.: Высшая школа, 1990. – 399 с.
2. Хомченко Г.П. Химия для поступающих в вузы. – М.: Высшая школа, 1985. – 367 с.
3. Хомченко І.Г. Загальна хімія. – К.: Вища школа, 1993. – 424 с.
4. Гройсман І.А. Хімія. Закони, схеми, формули, рівняння. Довідкове видання. – К.: ТОВ “Логос”, 1997. – 128 с.
5. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1988. – 702 с.
6. Рабинович В.А., Хавин З.Я. Краткий химический справочник. – Л.: Химия, 1978. – 392 с.

7. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – Ірпінь: ВТФ “Перун”, 1988. – 480 с.

Приложение

Растворимость оснований, кислот и солей в воде

<div>катионы</div> <div>анионы</div>		H ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Ag ⁺
		сильные основания				слабые основания														
OH ⁻	гидроксид		Р	Р	М	Р	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	—	—
NO ₃ ⁻	нитрат	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
SO ₄ ²⁻	сульфат	Р	Р	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	М
I ⁻	иодид	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	М	—	Н	Н
Br ⁻	бромид	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	М	Н
Cl ⁻	хлорид	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Н
SO ₃ ²⁻	сульфит	Р	Р	М	М	Р	Р	М	—	Н	М	—	М	—	Н	Н	Н	—	—	М
PO ₄ ³⁻	фосфат	Р	Р	Н	Н	Р	—	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CH ₃ COO ⁻	ацетат	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CO ₃ ²⁻	карбонат	Р	Р	Н	Н	Р	Р	М	—	Н	Н	—	Н	—	Н	Н	Н	—	—	М
S ²⁻	сульфид	Р	Р	—	Р	Р	Р	—	—	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SiO ₃ ²⁻	силикат	Н	Р	Н	Н	Р	—	Н	—	—	Н	—	Н	—	—	—	Н	—	—	—

"Р" — вещество в воде растворимо;

"Н" — вещество в воде нерастворимо;

"М" — вещество в воде малорастворимо;

"—" — вещество либо не существует, либо разлагается водой.

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева

Периоды	Ряды	Группы элементов									
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	I	1 H 1.00794 водород									2 He 4.00260 гелий
2	II	3 Li 6.941 литий	4 Be 9.01218 бериллий	5 B 10.81 бор	6 C 12.011 углерод	7 N 14.0067 азот	8 O 15.9994 кислород	9 F 18.998403 фтор			10 Ne 20.179 неон
3	III	11 Na 22.98977 натрий	12 Mg 24.305 магний	13 Al 26.98154 алюминий	14 Si 28.0855 кремний	15 P 30.97376 фосфор	16 S 32.06 сера	17 Cl 35.453 хлор			18 Ar 39.948 аргон
4	IV	19 K 39.098 калий	20 Ca 40.08 кальций	21 Sc 44.9559 скандий	22 Ti 47.90 титан	23 V 50.9415 ванадий	24 Cr 51.996 хром	25 Mn 54.9380 марганец	26 Fe 55.847 железо	27 Co 58.9332 кобальт	28 Ni 58.70 никель
	V	29 Cu 63.546 медь	30 Zn 65.38 цинк	31 Ga 69.72 галлий	32 Ge 72.59 германий	33 As 74.9216 мышьяк	34 Se 78.96 селен	35 Br 79.904 бром			36 Kr 83.80 криптон
5	VI	37 Rb 85.4678 рубидий	38 Sr 87.62 стронций	39 Y 88.9059 иттрий	40 Zr 91.22 цирконий	41 Nb 92.9064 ниобий	42 Mo 95.94 молибден	43 Tc 98.9062 технеций	44 Ru 101.07 рутений	45 Rh 102.9055 родий	46 Pd 106.4 палладий
	VII	47 Ag 107.8682 серебро	48 Cd 112.41 кадмий	49 In 114.82 индий	50 Sn 118.69 олово	51 Sb 121.75 сурьма	52 Te 127.60 теллур	53 I 126.9045 йод			54 Xe 131.30 ксенон
6	VIII	55 Cs 132.9054 цезий	56 Ba 137.33 барий	57 La-Lu ..	72 Hf 178.49 гафний	73 Ta 180.9479 тантал	74 W 183.85 вольфрам	75 Re 186.207 рений	76 Os 190.2 осмий	77 Ir 192.22 иридий	78 Pt 195.09 платина
	IX	79 Au 196.9665 золото	80 Hg 200.59 ртуть	81 Tl 204.37 таллий	82 Pb 207.2 свинец	83 Bi 208.9804 висмут	84 Po [209] полоний	85 At [210] астат			86 Rn [222] радон
7	X	87 Fr [223] франций	88 Ra 226.0254 радий	89 Ac-(Lr) ..	104 Rf [261] резерфордий	105 Db [262] дубний	106 Sg [266] сиборгий	107 Bh [264] борий	108 Hs [277] хассий	109 Mt [268] мейтнерий	110 Ds [271] дармштадтий
	XI	111 Rg [272] рентгений									

57 La 138.9055 лантан	58 Ce 140.12 церий	59 Pr 140.9077 празеодим	60 Nd 144.24 неодим	61 Pm [145] прометий	62 Sm 150.4 самарий	63 Eu 151.96 европий	64 Gd 157.25 гадолиний	65 Tb 158.9254 тербий	66 Dy 162.50 диспрозий	67 Ho 164.9304 гольмий	68 Er 167.26 эрбий	69 Tm 168.9342 тулий	70 Yb 173.04 иттербий	71 Lu 174.967 лютеций
89 Ac [227] актиний	90 Th 232.0381 торий	91 Pa 231.0359 протактиний	92 U 238.029 уран	93 Np 237.0482 нептуний	94 Pu [244] плутоний	95 Am [243] америций	96 Cm [247] кюри	97 Bk [247] берклий	98 Cf [251] калифорний	99 Es [254] эйнштейний	100 Fm [257] фермий	101 Md [258] менделевий	102 (No) [255] (нобелий)	103 (Lr) [256] (лоуренсий)

РУССКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗСКИЙ СЛОВАРЬ

Русский	Английский	Французский
---------	------------	-------------

А

агрегатный	aggregate	d'agrégation
акцептор	acceptor	acctpteur
амфотерный	amphoteric	amphotère
анион	anion	anion
атом	atom	atome
атомная масса	atomic mass	masse atomique
атомная орбиталь	atomic orbital	

В

валентность	valence, valency	valence
валентный	valent	valent
величина	quantity	grandeur
вещество	substance, matter	substance
взаимодействие	interaction	action réciproque
взаимодействовать	interact	interagir
вкус	taste	saveur
внешний	external	extérieur
водородный показатель	hydrogen index	hydrogenion exponent
возбужденное состояние	excited state	état d'ex tation
воздействие	influence	influence
возможный	possible	possible
возрастать	increase, grow	s'accroître
восстанавливаться	to be reduced	être réduit
восстановитель	reducing agent	réducteur
восстановление	reduction	réduction
выделяться	separate	se dégager
вычислять, вычислить	calculate, compute	calculer

Г

газ, газообразный	gas	de gas, gazeux
газообразный	gaseous	gazeux
галогены	halogens	halogén
гальванический элемент	galvanic cell	élément galvanique
гетерогенный	heterogeneous	hétérogène
гидроксид	hydroxide	hydroxyde
гидролиз	hydrolysis	hydrolyse
главный	main, major	principal
гомогенный	homogeneous	homogène
горение	burning	

граница	boundary	
граница раздела	phase boundary	
группа	group	

Д

диссоциация	dissociation	dissociation
диссоциировать	dissociate	dissocier
доля	share, part	part
донор	donor	donneur

Е

единица измерения	unit of measurement	unite de mesure
-------------------	---------------------	-----------------

Ж

жидкий	liquid	liquide
--------	--------	---------

З

зависимость	dependence	dépendance
закон	law, rule	loi
закономерность	rule	
замещение	substitution	substitution
заместить, замещать	substitute, replace	substituer
заполнять	fill	remplir
замерзание	freezing	
запах	smell, odour	odeur
заряд	charge	chargé
заряженный	charged	
знак	sign, symbol	signe, symbole

И

избыток	excess	
извне	outside	
измерять	measure	mesurer
изотоп	isotope	
индекс	index	
индикатор	indicator	
инертный	inert	inerte
ион	ion	ion
ионная связь	ionic bond	
источник тока	electric cell	
исходный	initial	

К

катализатор	catalyst	catalyseur
катион	cation	cation
катод	cathode	cathode
качественный	qualitative	qualitatif
квантовое число	quantum number	nombre quantique

кинeтика	kinetics	cinétique
кислая среда	acidic medium	milieu acide
кислота	acid	acide
кислотность	acidity	
кислотный	acidic	acide
классификация	classification	classification
ковалентная связь	covalent bond	liaison covalente
ковалентность	covalency	
количественный	quantitative	quantitatif
количество	quantity	quantité
константа диссоциации	dissociation constant	constante de dissociation
константа скорости реакции	reaction velocity constant	constante de vitesse de réaction
константа химического равновесия	chemical equilibrium constant	Constante d'équilibre chimique
концентрация	concentration	concentration
коэффициент	coefficient	coefficient
кратный	multiple	multiple
кристалл	crystal	cristal

M

магнитный	magnetic	magnétique
масса	mass	masse
массовая доля	mass fraction (percentage)	
металл	metal	métal
метод электронного баланса	electron balance method	
метр	meter	mètre
механизм	mechanism	
молекула	molecule	molécule
молекулярная масса	molecular mass	moléculaire
моль	mole	mole
молярная концентрация	molar concentration	concentration molaire
молярная масса	molar mass	
молярный объём	molar volume	volume molaire
множитель	multiplier	

N

название	name, title	appellation, nom
наименьший	the smallest	le plus petit
наименьшее общее кратное	the smallest common divisor	
насыщенный	saturated	
нейтральная среда	neutral medium	milieu neutre
нейтрон	neutron	
необратимые реакции	irreversible reactions	

неполярная связь	non-polar bond	liaison non polaire
номенклатура	nomenclature	

О

обмен	exchange	échange
обозначать	designate, mean	designer, marquer
облако	cloud	
образовывать, образо- вать	form, constitute	former, constituer
обратимые реакции	reversible reactions	réversible
обратимость	reversibility	
обратная реакция	backward reaction	
объём	volume	volume
общий	common	commun
одинаковый	equal, identical	uniform, identique
одновременно	simultaneously	simultanément
однородный	homogeneous	homogène
окисление	oxidation	oxydation
окислитель	oxidant	oxydant
окислительно- восстановительная ре- акция	oxidation-reduction reac- tion	
оксид	oxide	oxyde
определять	define, determine	définir
определенный	definite, determined	défini
орбиталь	orbital	orbitale
осадок	precipitate	
основание	base	base
относительный	relative	relatif
отрицательный	negative	négatif
ориентация	orientation	

П

перегруппировка	rearrangement	
перекрывать	overlap	chevaucher, couper
перекрывание	overlap	
переменный	variable	alternè, variable
период	period	période
периодический закон Менделеева	periodic law of Men- deleev	Loi pèriodique de Mendèlèiev
периодическая система	periodic system (table)	
плавление	melting, fusion	fusion
плотность	density	densité
побочный эффект	side effect	
погружать	immerse	plonger, submeger

подгруппа	subgroup	
подуровень	sublevel	
положительный	positive	positif
полностью	completely	
полярная молекула	polar molecule	molecule polaire
понятие	notion	idee, notion
порошок	powder	
порядковый номер	serial number	Numero d'ordre
последовательность	sequence	constant
постоянный	constant	constant
потенциал	potential	
превращение	transformation	
преобладать	predominate	
прибор	instrument	appareil
принадлежать	belong	
притягивать	withdraw, attract	attirer
притяжение	attraction	atraction
проверять	verify	vérifier
продукт(реакции)	product (of reaction)	produit
простой	simple	simple
пространство	space, area	espace
противоположный	opposite (charges)	chages de noms contraires
протон	proton	proton
процесс	process	
прямая реакция	forward reaction	

Р

равновесие	equilibrium	équilibre
разбавленный(раствор)	diluted solution	Solution sursaturée
разложение	dissociation	dissociation
разный	different	différent, varié
расплав	melt	
расположение	location, position	position
распределение	distribution, allocation	distribution
раствор	solution	solution
растворимость	solubility	solubilité
растворитель	solvent	solvant
растворять	dissolve	dissoudre
расчет	calculation	calcul
реагент	reagent	
реакция	reaction	réaction
ряд	range, series	série

С

самопроизвольно	spontaneously	spontanément
свойство	property	propriété
связь	bond	liaison
сильный	strong, powerful	fort
символ	symbol	symbol
симметрично	symmetrically	
система	system	systeme
скачок(потенциала)	impact (of potential)	
скорость (реакции)	rate (of reaction)	vitesse
слабый	weak, low	faible
следовательно	therefore	par conséquent
сложный	complicated	complexe
смещаться	shift	
смещение	displacement	déplacement
совокупность	totality, the sum total	ensemble, totalité
содержать	contain	contenir
соединять	connect	composér
соль	salt	sel
состав	composition	composition
состояние	state	état
состоять из	consist of ...	être compose de ...
соответствовать	correspond to	correspondre
соответствующий	corresponding to	correspondant
сохранять	preserve	conserver, maintenir
спаренный	paired	
спин	spin	
спирт	alcohol	alcool
способность	ability, capacity	Capaité, pouvoir
среда	medium	milieu
средняя соль	medium salt	moyen
степень диссоциации	degree of dissociation	degree de dissociation
степень окисления	oxidation number	
строение	structure	structure
строка	line	ligne
сферический	specific	
схема	diagram, scheme	schéma
сходство	similarity	resemblance, similitude

T

таблица	table	tableau
тепловой эффект реак- ции	thermal effect of reaction	Effect thermique de la ré- action
теплота	heat	chaleur
твёрдый	solid	solide

У

убывать	decrease	
уравнение	equation	équation
уровень	level	niveau
устройство	mechanism	mécanisme

Ф

фаза	phase	phase
форма(тела)	form, shape	forme
формула	formula	formule

Х

химический	chemical	chimique
химическая связь	chemical bond	liaison chimique

Ц

цвет	colour	couleur
------	--------	---------

Ч

частица	particle	particule
Число Авогадро	the Avogadro constant	Nombre d'Avogadro

Щ

щелочной	alkaline	alcalin
щелочность	basicity	
щелочь	alkali	alcali

Э

экзотермический	exothermic	exothermique
электрическая сеть	electric net	
электрический ток	electric current	
электрод	electrode	
электродвижущая сила	electromotive force(e.m.f.)	Force électromotrice(f.e.m.)
электролиз	electrolysis	électrolyse
электролит	electrolyte	électrolyte
электролитическая диссоциация	electrolytic dissociation	Dissociation électrolytique
электродный потенциал	electrode potential	
электрон	electron	électron
электронное облако	electron "cloud"	
электронная оболочка	electron shell	
электронная пара	electron pair	
электроотрицательность	electronegativity	électronégativité
электростатический	electrostatic	
элемент	element	élément
энергия	energy	énergie
энергетический уровень	energy level	
эндотермический	endothermic	endothermique

Я

явление	phenomenon	phénomène
ядро	nucleus	noyau
ячейка	cell	cellule

Содержание

Введение

1. Вещества. Свойства веществ. Физические и химические явления
2. Атомно – молекулярное учение
 - 2.1. Вещество, молекула, атом (химический элемент)
 - 2.2. Относительные атомные и молекулярные массы веществ. Расчёты по химическим формулам
 - 2.3. Моль. Молярная масса
 - 2.4. Понятие валентности. Химические уравнения
 - 2.5. Химические реакции
 - 2.6. Закон Авогадро. Молярный объём газа. Вычисления по химическим формулам и уравнениям
3. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева.
Строение атома
 - 3.1. Периодический закон и периодическая система химических элементов
 - 3.2 Строение атома
 - 3.3. Строение электронной оболочки атома. Квантовые числа
 - 3.4. Электронные и электронографические формулы
 - 3.5. Периодическая система элементов и электронное строение атомов
4. Химическая связь
5. Валентность и степень окисления
6. Основные классы неорганических соединений
 - 6.1. Классификация неорганических соединений
 - 6.2. Оксиды, основания. Их состав, номенклатура, строение
 - 6.3. Кислоты. Состав, номенклатура, строение кислот
 - 6.4. Соли. Состав, классификация, составление формул и номенклатура солей
 - 6.5. Свойства и получение оксидов

- 6.6. Свойства и получение оснований
- 6.7. Свойства и получение кислот
- 6.8. Свойства и получение солей
- 7. Химические реакции и закономерности их протекания
 - 7.1. Классификация химических реакций
 - 7.2. Окислительно- восстановительные реакции
 - 7.3. Скорость химических реакций
 - 7.4. Химическое равновесие в обратимых реакциях
- 8. Растворы и электролитическая диссоциация
 - 8.1. Понятие о растворах. Концентрация вещества в растворе
 - 8.2. Электролитическая диссоциация
 - 8.3. Ионные реакции
 - 8.4. Водородный показатель (pH)
 - 8.5. Гидролиз солей
- 9. Гальванические элементы
- 10. Электролиз
- Литература
- Приложение
- Русско- англо- французский словарь

Навчальне видання

**ПАНАЙОТОВА Тетяна Дмитрівна,
ЗАЙЦЕВА Інна Сергіївна**

ХІМІЯ

Навчальний посібник для іноземних студентів підготовчого відділення

(рос. мовою)

Відповідальний за випуск *С.В. Нестеренко*

Редактор *Н. З. Аляб'єв*

План 2008, поз. 115 Н

Підп. до друку 29.01.2008

Формат 60×84 1/16

Друк на ризографі.

Ум.-друк. арк. 4,2

Зам. №

Тираж 50 прим.(дополн)

Видавець і виготовлювач:

Харківська національна академія міського господарства,
вул. Революції, 12, Харків, 61002

Електронна адреса: rectorat@ksame.kharkov.ua

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи:

ДК №4064 від 12.05.2011 р.